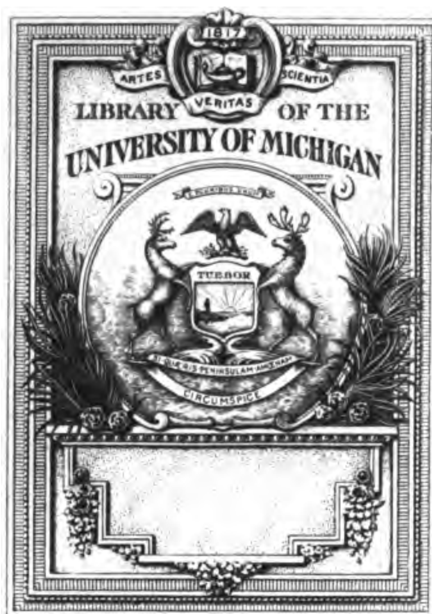
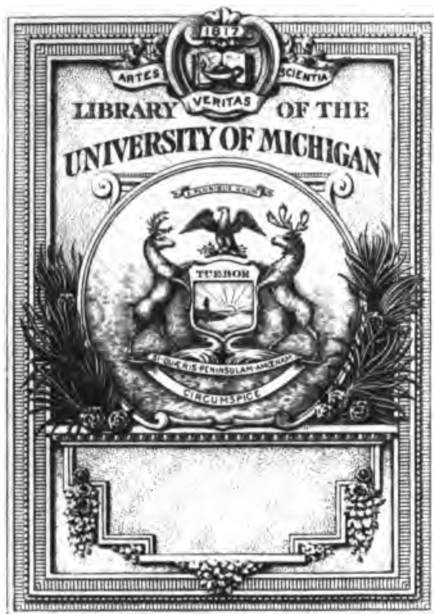
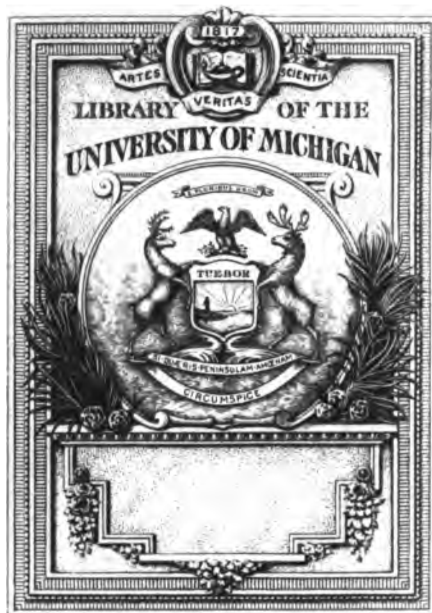

1817
ARTES
SCIENTIA
VERITAS
LIBRARY OF THE
UNIVERSITY OF MICHIGAN
TUEBOR
SI QUAERIS PENINSULAM AMOENAM
CIRCUMSPICE

J. Hintermann.


1817
ARTES
VERITAS
SCIENTIA
LIBRARY OF THE
UNIVERSITY OF MICHIGAN
TUEBOR
SI QUAERIS PENINSULAM AMOENAM
CIRCUMSPICE

J. Flintermann.


1817
ARTES
VERITAS
SCIENTIA
LIBRARY OF THE
UNIVERSITY OF MICHIGAN
TUEBOR
SI QUAERIS PENINSULAM AMOENAM
CIRCUMSPICE

J. Flintermann.

Grundriss

der

CHEMIE

von

F. Wöhler.

ERSTER THEIL.

Unorganische Chemie.

Zwölfte, umgearbeitete Auflage.

Berlin.
Verlag von Duncker und Humblot.
1858.

Grundriss

der

UNORGANISCHEN CHEMIE

von

F. Wöhler.

Zwölfte, umgearbeitete Auflage.

Berlin.
Verlag von Duncker und Humblot.

1858.

Vorwort zur elften Auflage.

Ohne die ursprüngliche Bestimmung dieses kleinen Buches aus den Augen zu verlieren, habe ich mich bemüht, in dieser neuen Auflage dasselbe wesentlich zu vervollständigen und zu verbessern. Es soll zunächst als Leitfaden für den mündlichen Vortrag dienen, und setzt die Vorzeigung der Erscheinungen und Thatsachen durch Experimente und deren nähere Erklärung als Hauptsache voraus. Es ist so eingerichtet, dass es dem Lehrer zu erklären und dem Studirenden selbst zu denken genug übrig lässt. Je nach dem Zweck, den sein Unterricht hat, und der Vorbereitung seiner Schüler, kann der Lehrer mehr oder weniger von den im Buche aufgenommenen Einzelnheiten übergehen. Denn bei dem ersten Unterricht in den Naturwissenschaften, namentlich wenn sie nur als Hülfswissenschaften dienen sollen, ist es für das Verständniss und den Erfolg nothwendig, den Gegenstand in möglichster Einfachheit vorzutragen und von dem reichen Material der Wissenschaft Alles auszuscheiden, was sich zum späteren Selbststudium eignet oder was, wie es mit manchem in dem Buche Aufgenommenen der Fall ist, nur für den practischen Gebrauch bei Laboratoriums-Uebungen bestimmt ist.

In Betreff der allgemeinen Verhältnisse, die in der Einleitung in kurzen Sätzen ausgedrückt sind, ist es am zweckmässigsten, sie beim Vortrag nicht als Einleitung vorauszuschicken, sondern die einzelnen erst später an bestimmte Fälle anzuknüpfen, also an speciellen Körpern zu demonstriren; denn ohne vorherge-

hende Kenntniss der Thatsachen, Erscheinungen und Materien können sie vom Anfänger nicht verstanden werden. So scheint es mir also z. B. angemessen, das Nähere über Aggregatzustände, über constante Schmelz- und Siedepunkte, über Auflösung, beim Wasser, den Begriff von Krystallisation, Krystallformen und Dimorphie beim Schwefel, von Allotropie beim Phosphor, zu erläutern. Die Lehre von den Aequivalenten kann erst abgehandelt werden, nachdem der Studirende bereits durch eigene Anschauung mit einer Reihe von Materien und Thatsachen und im Allgemeinen mit den bestimmten Gewichts-Verhältnissen, nach denen chemische Verbindungen stattfinden, bekannt geworden ist, also am zweckmässigsten wohl erst nach Abhandlung der nicht metallischen Grundstoffe. Auch das Cyan und die Cyansäuren, deren Bildungsweise und Verhältnisse schon schwieriger zu verstehen sind, werden vielleicht am besten erst im Zusammenhang mit der Cyanwasserstoffsäure abgehandelt. Die allgemeinen Verhältnisse von den Metallen sind absichtlich so ausführlich angegeben, dass sie dem eignen Nachlesen überlassen bleiben können, indem der Lehrer nur Einzelnes daraus hervorhebt, was einer näheren Erklärung bedarf oder was durch Versuche veranschaulicht werden muss. Hier kann auch das Gesetzmässige im Verhalten der Körper zum electrischen Strom gezeigt und erläutert werden.

Göttingen im April 1854.

W.

Das oben Gesagte kann auch als Vorwort zu dieser zwölften Auflage gelten; ich wüsste ihm nichts hinzuzufügen.

Göttingen im März 1858.

W.

Inhalt.

Einleitung.

Metalloïde.

Die Verbindungen der Metalloïde mit Sauerstoff, Wasserstoff u. Schwefel.

Metalle.

Die Chemie ist der Theil der Naturwissenschaft, welcher sich mit den bei der Berührung der Körper eintretenden Erscheinungen beschäftigt, in so fern diese eine vollständige Änderung in dem Wesen der Körper bewirken.

Unterscheidung der Körper in einfache u. zusammengesetzte Stoffe. Zusammengesetzte Körper nennt man diejenigen, aus welchen man mehrere, unter sich u. von dem ursprünglichen Körper in den Eigenschaften verschiedene Stoffe ausscheiden kann. Das gewöhnliche Kochsalz läßt sich z. B. in zwei Stoffe zerlegen: in Chlor u. in Natrium; der Salpeter kann in Salpetersäure u. in Kali zersetzt werden. Diese beiden letzten Körper sind selbst wieder zusammengesetzte Stoffe, denn das Kali besteht aus Kalium u. Sauerstoff, die Salpetersäure aus Stickstoff u. Sauerstoff. Chlor, Natrium, Kalium, Sauerstoff u. Stickstoff dagegen sind niemals in andere Stoffe zerlegt worden. Daher nennt man diejenigen Stoffe einfache, welche sich nicht in andere Stoffe zerlegen lassen.

EINLEITUNG.

1. Alle Körper, welche die Masse unseres Planeten und die darauf befindliche lebende Natur ausmachen, sind entweder zusammengesetzt oder einfach. Die zusammengesetzten Körper lassen sich in die einfachen zerlegen. Die einfachen Körper sind durch kein Mittel in andere Bestandtheile zerlegbar, sie sind unveränderlich, sie können nicht vernichtet werden. Man nennt sie *Grundstoffe* oder *Elemente*.

2. Die Anzahl der bis jetzt bekannten Grundstoffe ist 61. Einige derselben machen die Bestandtheile der allgemein vorkommenden Materien aus, andere kommen nur sparsam vor.

3. Die Kenntniss dieser Grundstoffe und ihrer Verbindungen unter einander, die Kenntniss der Kräfte, wodurch diese Verbindungen hervorgebracht und aufgehoben werden, und der Gesetze, nach denen sie vor sich gehen, ist der Gegenstand desjenigen Theils der Naturwissenschaft, den man *Chemie* nennt.

4. Man nennt Körper oder Materie Alles, was, im Raume vorhanden, eine gewisse Form besitzt und von Kräften, z. B. von der Schwere, getrieben wird, also wägbar ist.

5. Die Körper können dreierlei Zustände annehmen; sie sind entweder *fest*, oder *tropfbarflüssig*, oder *gasförmig* (die Aggregatzustände).

6. Der feste und flüssige Zustand eines Körpers ist abhängig von einer Kraft, welche zwischen seinen kleinsten gleichartigen Theilchen wirksam ist und durch welche diese zusammengehalten werden. Diese Kraft heisst die *Cohäsionskraft*. Der Grad derselben ist durch den Widerstand bei der Trennung messbar. In den festen Körpern hängen die Theilchen am stärksten zusammen, in den flüssigen sehr viel schwächer, und in den gasförmigen findet gar keine Cohäsion mehr statt.

7. Durch Zuführung von Wärme ändert sich der Grad der Cohäsionskraft, sie kann dadurch ganz aufgehoben werden. Durch Erwärmen dehnen sich die Körper aus, indem sich die Theilchen von einander entfernen; durch Abkühlung ziehen sie sich zusammen. Durch Wärme können die meisten festen Körper flüssig, und feste und flüssige gasförmig werden.

8. Der flüssige Zustand tritt für einen jeden Körper bei einem ganz constanten Temperaturgrad ein, indem dabei Wärme gebunden (latent) wird, d. h. für das Gefühl und Thermometer verschwindet. Man nennt dies den *Schmelzpunkt*. Und geht ein flüssiger Körper durch Wärme in den Gaszustand über, indem er sich in einem grösseren Raume ausbreitet, aus dem er die Luft oder andere Körper verdrängt, so geschieht dies, unter einerlei Druck der verdrängten Körper auf seine Oberfläche, bei einem ganz constanten Wärmegrade, weil dieser Uebergang ebenfalls von Wärmebindung begleitet ist. Die Temperatur, wobei dies geschieht, nennt man den *Siedepunkt*.

9. Viele Körper können alle 3 Aggregatzustände annehmen, andere nur den festen und flüssigen; diese sind

Die Körper sind entweder fest, tropfbarflüssig oder gasförmig.
Cohäsionskraft nennt man die Kraft, welche die gleichen Moleküle eines einfachen oder zusammengesetzten Körpers vereinigt hält.

permanente Gut.
corruttibile G.
[illegible] G. f.

also schmelzbar, aber nicht flüchtig. Nur wenige zeigen sich bei den höchsten möglichen Temperaturen unschmelzbar und feuerbeständig. Manche Körper gehen durch Wärme unmittelbar aus dem festen in den gasförmigen Zustand über, weil ihr Schmelzpunkt über ihrem Verflüchtigungspunkt liegt. Viele zusammengesetzte feste Körper sind nicht ohne Zersetzung schmelzbar oder verflüchtigbar.

10. Die meisten, bei gewöhnlicher Temperatur und unter gewöhnlichem Luftdruck, gasförmigen Körper gehen unter höherem Druck oder durch starke Abkühlung in den tropfbarflüssigen Zustand über, und durch sehr starke Kältegrade, also sehr bedeutende Wärme-Entziehung, lassen sich die meisten dieser condensirbaren, tropfbarflüssig gewordenen Gase selbst in den festen Zustand versetzen.

11. Man unterscheidet *permanente*, *coërcibele* und *unbeständige* Gase. Die permanenten Gase sind diejenigen, die bei keinerlei Druck und Kältegrad ihren Gaszustand verlieren. Dazu gehören die drei gasförmigen Grundstoffe: Sauerstoff, Wasserstoff und Stickstoff. Die coërcibelen sind diejenigen, die bei gewöhnlichem Luftdruck gasförmig, unter höherem liquid sind. Hierzu gehört der vierte der gasförmigen Grundstoffe, das Chlor. Die unbeständigen Gase oder Dämpfe sind diejenigen, die nur bei höheren Wärmegraden, als die gewöhnliche Lufttemperatur ist, gasförmig bleiben.

12. Viele feste und gasförmige Körper haben die Eigenschaft, in Berührung mit gewissen flüssigen selbst flüssig zu werden und sich darin gleichmässig zu vertheilen, ohne damit eine wirkliche Verbindung einzugehen oder ihre chemischen Eigenschaften zu ändern. Man nennt diese Erscheinung *Auflösung*. Das Löslichkeits-Verhältniss des löslichen Körpers ändert sich in der Regel mit der Temperatur des Lösungsmittels.

13. Auf den Grund der physikalischen und chemischen Eigenschaften der Materie denkt man sich dieselbe nicht als unendlich theilbar, sondern man nimmt an, dass die Masse eines jeden Körpers aus kleinsten, durch die

Sinne nicht wahrnehmbaren, untheilbaren Theilchen oder *Atomen* von unveränderlicher Grösse, Gestalt und Gewicht bestehe. Die einfachen Körper oder Grundstoffe sind hiernach Aggregate von einfachen Atomen, die zusammengesetzten Körper Aggregate von mechanisch ebenfalls untheilbaren zusammengesetzten Atomen.

14. *Chemische Vereinigung* nennt man, wenn bei der Berührung zweier oder mehrerer Körper ein dritter, neuer, ein zusammengesetzter Körper entsteht, in seinen Eigenschaften verschieden von den Bestandtheilen.

15. Man nimmt an, dass sich hierbei je ein Atom des einen Körpers mit je einem oder mehreren Atomen des anderen zusammenlegt und dadurch ein zusammengesetztes Atom oder eine chemische Verbindung entsteht.

16. Die Ursache, welche die chemische Vereinigung ungleicher Körper bedingt, wird als eine überall in der Natur wirksame Art von Kräften betrachtet und *chemische Vereinigungskraft* oder *Verwandtschaft* (Affinität) genannt. Sie ist nur zwischen ungleichartigen Atomen und nur bei unmittelbarer Berührung wirksam.

17. Der Grad dieser Vereinigungskraft zwischen den einzelnen Körpern ist verschieden. Manche vereinigen sich bei blosser Berührung und bei gewöhnlicher Temperatur; andere erst unter dem Einfluss höherer Wärmegrade oder des Lichtes; noch andere nur dann, wenn sie im Zustande der Ausscheidung aus anderen Verbindungen mit einander in Berührung kommen. In allen Fällen ist Wärme, wenn auch oft nur in geringem Grade, zur Erregung der chemischen Vereinigungskraft erforderlich.

18. Bei jeder chemischen Vereinigung entsteht Wärme. Entsteht zugleich Licht, so heisst die Erscheinung Feuer. Jedes Feuer, mit Ausnahme des electrischen, ist Folge eines chemischen Vereinigungsactes.

19. Die zusammengesetzten Atome einer chemischen Verbindung verhalten sich gegen mechanische Kräfte wie die einfachen Atome, sie sind durch keine mechanische

Die Kraft, welche die einfachen Moleküle einmal zusammengesetzten Moleküls vereinigt, nennt man chemische Verwandtschaft, Affinität. Sie ist die Ursache der Verbindung der Moleküle verschiedener einfacher Stoffe unter einander zu zusammengesetzten Stoffen.

im status nascens, viele Körper, die sich i. gasförmigem Zustande nicht mit einander verbinden, vereinigen sich, sobald sie i. ihrer Flüssigkeit gleichzeitig abgeschieden werden. Sie verbinden sich, wie man sagt, im Entstehungszustande.

H. u. N vereinigen sich, wenn sie gasförmig sind, nicht miteinander. Setzt man aber Zink u. verdünnter Salpetersäure auf, so enthält d. Flüssigkeit bald Ammoniak.



Kraft theilbar. Sie sind aber zerlegbar in einfache Atome, das heisst zerlegbar in ihre Bestandtheile, durch chemische Affinität, oder durch Wärme, oder durch den electrischen Strom. In Folge des ungleichen Grades von Affinität können zusammengesetzte Körper oft durch einen dritten Körper zerlegt werden, dadurch, dass einer ihrer Bestandtheile mit dem dritten Körper in Verbindung tritt, der andere aber frei wird. Oder zwei zusammengesetzte Körper können sich wechselseitig zersetzen, in der Art, dass daraus zwei neue Verbindungen entstehen und kein Bestandtheil frei wird.

20. Manche Verbindungen werden zersetzt durch die blosse Berührung mit gewissen Körpern, ohne dass diese selbst dabei eine Verbindung eingehen; oder es wird umgekehrt die Vereinigung von Grundstoffen durch den blossen Contact mit solchen Körpern disponirt, ohne dass diese selbst dabei eine Veränderung erleiden. Man nennt dies *katalytische Wirkungen.*

21. Die meisten gleichartigen Körper, seien es einfache Stoffe oder Verbindungen, bilden, wenn sie aus dem flüssigen oder gasförmigen Zustand in den festen übergehen, regelmässige, bestimmten Symmetrie-Gesetzen entsprechende Gestalten, die in einer geradlinigen Anordnung der Atome ihren Grund haben. Ein so regelmässig gestalteter Körper, begrenzt von ebenen, unter bestimmten Winkeln sich schneidenden Flächen, heisst ein *Krystall.*

22. Hat bei diesem Uebergang eine solche regelmässige Anordnung nach bestimmten Richtungen nicht stattgefunden, so heisst ein solcher Körper *amorph.* Manche Körper lassen sich sowohl krystallisirt als amorph erhalten.

23. Alle Krystallformen ordnen sich nach Systemen, in der Art, dass die Formen jedes Systems durch einfache Gesetze verbunden sind. In der Regel nimmt jeder krystallisationsfähige Körper unter allen Umständen nur Formen *eines* Systems an. Manche Körper aber krystallisiren unter ungleichen Umständen in zweierlei ganz verschiedenen Systemen, indem ihre Atome sich auf zweierlei Weise re-

gelmässig anordnen können. Solche Körper nennt man dimorph.

24. Ein zusammengesetzter Körper, d. h. eine chemische Verbindung von bestimmten Eigenschaften, enthält die Grundstoffe, woraus er besteht, in unveränderlichen relativen Gewichtsmengen. Wenn sich Wasser bildet, so vereinigen sich seine beiden Bestandtheile stets in dem Gewichtsverhältniss von 100 Th. Sauerstoff mit 12,5 Th. Wasserstoff, oder, auf 100 Th. Wasser, im Verhältniss von 88,9 : 11,1. Jeder Ueberschuss des einen oder des anderen Elementes bei der Bildung von Wasser bleibt übrig.

25. Mehrentheils ist es der Fall, dass zwei Körper unter ungleichen Umständen sich in mehr als *einem* Verhältniss zu Verbindungen von ungleichen Eigenschaften vereinigen können.

Nimmt man dann den einen Körper als fixe Quantität an und vergleicht die Quantitäten des anderen mit einander, so findet man, dass sie unter einander in einem einfachen Zahlenverhältniss stehen. Das Blei z. B. bildet mit dem Sauerstoff dreierlei Oxyde, ein gelbes, ein hellbraunes, ein dunkelbraunes, in denen sich auf dieselbe Menge Metall die Sauerstoffmengen verhalten wie 2 : 3 : 4. Diese 3 Oxydationsstufen haben nämlich folgende Zusammensetzung:

	Blei.		Sauerstoff.
Das gelbe Bleioxyd enthält auf	100	. . .	7,724
Das hellbraune Sesquioxyd	100	. . .	11,586
Das dunkelbraune Superoxyd	100	. . .	15,448.

Das Quecksilber verbindet sich in zweierlei Proportionen mit dem Schwefel, in denen sich, auf dieselbe Menge Metall, das Gewicht des Schwefels verhält wie 1 : 2.

	Metall.		Schwefel.
Das schwarze Schwefelquecksilber enthält auf	100	. . .	8
Das rothe	100	. . .	16.

Das Metall Mangan bildet mit dem Sauerstoff 5 verschiedene Verbindungen, in denen sich die Sauerstoffmengen verhalten wie 2 : 3 : 4 : 6 : 7.

[illegible]

100 [illegible]

1[illegible] [illegible]

100 [illegible] 53

100 [illegible] 50

[illegible] 46

100 [illegible] 44

8 O mit 1 H
8 O mit 16 S
8 O mit 100 Hg
8 O mit 35,5 Cl.

	Mangan.	Sauerstoff.
Das Manganoxydul enthält auf	100	28,98
Das Mangansesquioxyd	100	43,48
Das Mangansuperoxyd . . .	100	57,97
Die Mangansäure	100	86,95
Die Uebermangansäure . . .	100	101,45.

Eine ähnliche Gesetzmässigkeit findet bei allen Körpern statt.

26. Die Gewichte verschiedener Körper, die sich mit einem und demselben Gewicht eines anderen Körpers vereinigen können, stehen unter einander selbst wieder in denjenigen Verhältnissen, wonach sich je zwei von ihnen mit einander verbinden. Nimmt man einen der Grundstoffe als Einheit an und bestimmt die Gewichtsmengen der anderen Grundstoffe, die sich mit einer und derselben Gewichtsmenge dieses *einen* verbinden, so drücken die gefundenen Zahlen zugleich die Gewichtsmengen aus, nach denen sich alle Grundstoffe unter einander verbinden.

Untersucht man z. B. wie viel sich von den folgenden Körpern mit einer und derselben Menge von Sauerstoff, z. B. mit 100 Theilen Sauerstoff, verbindet, so ergeben sich folgende Verhältnisse: Es verbinden sich nämlich

100 Th. Sauerstoff mit	12,5 Th.	Wasserstoff.
100	200,0 -	Schwefel.
100	75,0 -	Kohle.
100	443,7 -	Chlor.
100	1295,0 -	Blei.
100	350,0 -	Eisen.

Nun drücken diese letzteren Zahlen nicht bloss das Verhältniss aus, nach welchem sich diese Körper mit 100 Th. Sauerstoff verbinden, sondern auch die Gewichtsverhältnisse, nach denen sie sich unter einander vereinigen. Es verbinden sich also auch:

12,5 Th. Wasserstoff mit	200,0	Schwefel
12,5	75,0	Kohle
12,5	443,7	Chlor.

Also ferner auch:

200 Th. Schwefel	mit	1295,0	Blei
200	. . . .	350,0	Eisen
443,7 Th. Chlor	. .	200,0	Schwefel
443,7	. . . . . .	1295,0	Blei
443,7	. . . . . .	350,0	Eisen
443,7	. . . . . .	75,0	Kohle.

Kennt man also die Gewichtsmengen, in denen sich eine bestimmte Menge *eines* Körpers mit den übrigen vereinigt, so kann man, indem man die Gewichtsmenge dieses einen Körpers als Einheit annimmt, den übrigen bestimmte Zahlen beilegen, welche die relativen Gewichtsmengen ausdrücken, in denen sich die Grundstoffe unter einander verbinden.

Hierbei wird entweder der Sauerstoff oder der Wasserstoff als Einheit angenommen, ersterer zu 100, letzterer zu 1.

Diese bestimmte *relative* Gewichtsmenge, nach der ein Grundstoff vorzugsweise Verbindungen eingeht, heisst sein Mischungsgewicht oder *Aequivalent.*

Die folgende Tabelle enthält die durch die genauesten Analysen ausgemittelten Aequivalentgewichte der Grundstoffe.

Aequivalentgewichte der Grundstoffe*).

	Zeichen.	O=100	H=1		Zeichen.	O=100	H=1
Sauerstoff	O	100	8	Didym . .	D	600	48
Schwefel .	S	200	16	Cerium . .	Ce	590,8	47,3
Selen . . .	Se	491,2	39,3	Mangan .	Mn	345	27,6
Tellur . . .	Te	806,5	64,5	Chrom . .	Cr	334,5	26,7
Stickstoff .	N	175	14	Uran . . .	U	750	60
Phosphor .	P	387,5	31	Eisen . . .	Fe	350	28
Arsenik . .	As	937,5	75	Nickel . .	Ni	362,5	29
Antimon .	Sb	1508,75	120,7	Kobalt . .	Co	375	30
Chlor . . .	Cl	443,75	35,5	Zink . . .	Zn	406,6	32,5
Brom . . .	Br	978,8	78,3	Kadmium .	Cd	696,8	55,7
Jod	I	1588,75	127,1	Zinn . . .	Sn	735,3	58,8
Fluor . . .	F	240	19,2	Titan . . .	Ti	314,8	25,2
Kohlenstoff	C	75	6	Wismuth .	Bi	2660	212,8
Bor	B	136,25	10,9	Kupfer . .	Cu	396,6	31,7
Kiesel . . .	Si	266,25	21,3	Blei . . .	Pb	1295	103,6
Kalium . .	K	490	39,2	Quecksilber	Hg	1250	100
Natrium .	Na	287,5	23	Silber . . .	Ag	1350	108
Lithium . .	L	86,75	6,9	Palladium	Pd	665	53,2
Barium . .	Ba	856,25	68,5	Ruthenium	Ru	646,8	51,7
Strontium .	Sr	548	43,8	Rhodium .	R	653	52,2
Calcium .	Ca	250	20	Platin . . .	Pt	1232,5	98,6
Magnesium	Mg	150	12	Iridium . .	Ir	1233,7	98,7
Aluminium	Al	171,25	13,7	Gold . . .	Au	2455	196,4
Beryllium .	Be	87,5	7	Osmium .	Os	1244,2	99,5
Yttrium . .	Y			Wolfram .	W	1150	92
Terbium .	T			Molybdän .	Mo	575	46
Erbium . .	E			Vanadium	V	856	68,5
Zirconium	Z	420	33,6	Tantal . .	Ta	860,25	68,8
Norium . .	No			Niobium .	Nb		
Thorium .	Th	743,9	59,5	Wasserstoff	H	12,5	1
Lanthan . .	La	588	47				

*) Die Grundstoffe sind hier ungefähr nach der Analogie ihrer chemischen Eigenschaften geordnet.

Viele Chemiker ziehen den Wasserstoff als Einheit vor, theils weil sie glauben, dass die Aequivalentzahlen aller Grundstoffe Multipla des Aequivalents des Wasserstoffs sein müssen, wie es in der That bei vielen der Fall ist, theils weil dadurch die Aequivalentzahlen kleiner und einfacher werden.

Um die Aequivalentgewichte, denen der Sauerstoff zu 100 zu Grunde liegt in die mit dem Wasserstoff als Einheit zu verwandeln, dividirt man die zu verwandelnde Zahl mit 12,5, oder man multiplicirt sie mit 8 und dividirt durch 100. Und um die Aequivalente mit Wasserstoff zur Einheit in die mit Sauerstoff zu 100 zu verwandeln, multiplicirt man mit 12,5.

27. Verbinden sich zwei Grundstoffe in mehreren verschiedenen Gewichtsverhältnissen mit einander, so geschieht dies in Multipeln ihrer Aequivalentgewichte nach einfachen Zahlen. Z. B. drei von den Säuren des Schwefels bestehen aus:

	Sauerstoff.		Schwefel.	also in 100 Theilen.
Die schweflige Säure aus	200	+	200	50,0 : 50,0
Die Unterschwefelsäure .	500	+	400	55,5 : 44,5
Die Schwefelsäure . .	300	+	200	60,0 : 40,0

Die schweflige Säure enthält also auf 1 Aeq. Schwefel 2 Aeq. Sauerstoff, die Unterschwefelsäure auf 2 Aeq. Schwefel 5 Aeq. Sauerstoff, die Schwefelsäure auf 1 Aeq. Schwefel 3 Aeq. Sauerstoff.

In den beiden Oxydationsstufen des Kohlenstoffs, dem Kohlenoxyd und der Kohlensäure, verhalten sich die Sauerstoffmengen auf dieselbe Menge von Kohlenstoff = 1 : 2, d. h. wie 100 : 200 auf 75 Kohlenstoff. Das Kohlenoxyd enthält also auf 1 Aeq. Kohlenstoff 1 Aeq. Sauerstoff, die Kohlensäure 2 Aeq. Sauerstoff.

Zwischen Kohlenstoff und Schwefel ist nur eine Verbindung bekannt. Sie enthält in 100 Th. 15,78 Kohlenstoff und 84,32 Schwefel, d. h. auf 75 Kohlenstoff 2 × 200 = 400 Schwefel. Der Schwefelkohlenstoff besteht also aus 1 Aeq. Kohle und 2 Aeq. Schwefel.

100 Th. Ammoniak enthalten 82,4 Stickstoff und 17,6

[illegible] Gesetz [illegible]
[illegible]
glauben [illegible]
[illegible] an [illegible].
[illegible] Gesetz, [illegible]
[illegible]
[illegible]
[illegible]

Wasserstoff. Diese Zahlen verhalten sich zu einander wie das einfache Aequivalent vom Stickstoff = 175 zum dreifachen des Wasserstoffs = 3 × 12,5 = 37,5. Das Ammoniak besteht also aus 1 Aeq. Stickstoff und 3 Aequivalent Wasserstoff.

28. Das Aequivalent eines Grundstoffs findet man durch die Analyse irgend einer seiner Verbindungen, z. B. durch die Analyse seiner festesten, gewöhnlich niedrigsten Sauerstoffverbindung, indem man dann berechnet, wie viel von dem Körper nöthig ist, um sich mit 100 Th. Sauerstoff zu verbinden. Die gefundene Zahl ist sein Aequivalent, wie folgende Beispiele zeigen:

Aequivalent des Wasserstoffs. 100 Th. Wasser enthalten 88,87 Th. Sauerstoff und 11,13 Th. Wasserstoff. Es verhält sich 88,87 : 11,13 = 100 : x (also x = 12,5).

Aequivalent des Schwefels. 100 Th. Schwefelwasserstoff enthalten 5,81 Wasserstoff und 94,19 Schwefel. Also 5,81 : 94,19 = 12,5 (Wasserstoff-Aequiv.) : x (also x = 200).

Aequivalent des Natriums. 100 Th. Natriumoxyd enthalten 74,19 Natrium und 25,81 Sauerstoff. Also 25,81 : 74,19 = 100 : x (also x = 287,5).

Aequivalent des Chlors. 100 Th. Chlornatrium geben, durch wechselseitige Zersetzung mit schwefelsaurem Silberoxyd, 245,36 Chlorsilber (und schwefelsaures Natriumoxyd).

245,36 Chlorsilber enthalten { 184,67 Silber; 60,69 Chlor }

Also enthalten 100 Chlornatrium:

Chlor	60,69
Natrium . . .	39,31.

Also 39,31 : 60,69 = 287,5 (Natrium-Aequivalent) : x (d. i. 443,75).

Auch kann das Aequivalent des Chlors aus dem specifischen Gewicht und der Volum-Zusammensetzung des Chlorwasserstoffsäuregases abgeleitet werden.

1 Volumen Chlorwasserstoffgas enthält ½ Vol. Chlorgas und ½ Vol. Wasserstoffgas.

		Spec. Gewicht.
Nun ist ½ Vol. Chlorgas	. . . .	= 1,2107
½ Vol. Wasserstoffgas	. .	= 0,0347
Also 1 Vol. Chlorwasserstoffgas	.	= 1,2454.

Das Gas enthält also in 100 Gewichtstheilen:

Chlor	97,28
Wasserstoff	2,72.

Nun ist 2,72 : 97,28 = 12,5 : x (also x = 443,75).

Es verhalten sich also hier die specifischen Gewichte beider Gase wie ihre Aequivalentgewichte.

Aequivalent des Silbers. Die Analyse des Chlorsilbers im vorigen Beispiel giebt zugleich das Aequivalent des Silbers:

60,69 Chlor : 184,67 Silber = 443,75 Chlor : x (d. i. 1350) Silber.

29. Das Aequivalent eines zusammengesetzten Körpers wird erhalten durch Addition der Aequivalente seiner Bestandtheile. So ist das Aequivalent des Wassers = 100 + 12,5 = 112,5, das des Schwefelwasserstoffs = 212,5, das des Ammoniaks = 212,5, das der Schwefelsäure = 500,0.

Das Aequivalentgewicht einer Säure kann auch aus der Zusammensetzung eines ihrer neutralen Salze berechnet werden, z. B. das Aequivalent der Schwefelsäure aus der Zusammensetzung des schwefelsauren Natriumoxyds. 100 Th. dieses Salzes enthalten 56,34 Schwefelsäure und 43,66 Natriumoxyd, 43,66 : 56,34 = 387,5 : x (d. i. 500,0).

30. Verbindet sich ein *zusammengesetzter* Körper mit einem *zusammengesetzten*, so geschieht es bald im Verhältniss ihrer einfachen Aequivalente, bald nach Vielfachen derselben.

Das krystallisirte schwefelsaure Kupferoxyd enthält in 100 Th.

Kupfer . . .	25,43	verbunden zu:	Kupferoxyd .	31,8
Schwefel . .	12,83		Schwefelsäure	32,1
Wasserstoff	4,01		Wasser . . .	36,1
Sauerstoff .	57,73			
	100,00			100,0

Die Sauerstoffmenge der Schwefelsäure ist 3mal, und die des Wassers 5mal so gross wie die des Kupferoxyds; folglich besteht das Salz aus:

1 Aeq. Kupferoxyd . . .	496,6	1 Aeq. Kupfer . .	396,6
		1 Aeq. Sauerstoff	100,0
1 Aeq. Schwefelsäure . .	500,0	1 Aeq. Schwefel .	200,0
		3 Aeq. Sauerstoff .	300,0
5 Aeq. Wasser	562,5	5 Aeq. Wasserstoff	62,5
		5 Aeq. Sauerstoff	500,0
1 Aeq. Vitriol	1559,1		1559,1.

31. Die Gesetze von den chemischen Proportionen oder Aequivalenten sind der Ausdruck reiner Thatsachen, sie sind unabhängig von jeder Theorie, und sind gegründet auf die vielseitigsten Untersuchungen und genausten Analysen. Durch die Forschungen über die Ursache dieser merkwürdigen Verhältnisse ist man zu der Ansicht gelangt, dass sie in der Seite 3 angegebenen Vorstellung von der Constitution der Materie, die man die *atomistische Theorie* nennt, ihre Erklärung finden dürften und ihrerseits zur Bestätigung dieser Theorie dienen könnten.

Denn indem man annehmen muss, dass die Atome verschiedener Körper ungleich schwer sind, so wird es aus den obigen Voraussetzungen klar, dass die *relativen* Gewichte, nach denen sich die Körper verbinden, das heisst ihre Aequivalentgewichte, die relativen Gewichte ihrer Atome ausdrücken. Daher auch die Bezeichnung Atomgewicht statt Aequivalent.

Die Ursache, dass sich die Körper häufig nach Vielfachen ihrer Aequivalentgewichte verbinden, besteht darin, dass sich die Atome von zwei Körpern nicht bloss in dem Verhältniss von 1 zu 1 Atom, sondern oft zu mehreren Atomen verbinden können.

Oefters kommt es vor, dass sich in der zweiten Verbindungsstufe die Menge des einen Körpers um ½ Aequivalentgewicht vermehrt, wie z. B. in dem Eisenoxyd, welches auf dieselbe Menge Eisen ½mal mehr Sauerstoff enthält als das Eisenoxydul, welches letztere Eisen und Sauer-

stoff in dem Verhältniss von 1 Aeq. zu 1 Aeq. enthält. Da es dem Begriff der Untheilbarkeit der Atome widerstreiten würde, Atome zu halbiren, so wird in solchen Fällen das Verhältniss von 1 : 1½ in Atomen dargestellt von 2 : 3.

32. Die zusammengesetzten Körper sind meist noch mit einem ähnlichen Vereinigungsstreben begabt wie die einfachen; d. h. also die zusammengesetzten Atome einer gewissen Art können sich wieder mit zusammengesetzten Atomen einer anderen Art verbinden.

Man hat hier zu unterscheiden zusammengesetzte Atome der 1sten, 2ten, 3ten und 4ten Ordnung.

Wasser, Kupferoxyd, Schwefelsäure z. B. sind zusammengesetzte Atome der ersten Ordnung.

Schwefelsaures Kupferoxyd ist ein zusammengesetztes Atom der zweiten Ordnung.

Krystallisirtes schwefelsaures Kupferoxyd mit 5 Aeq. Wasser ist ein zusammengesetztes Atom der dritten Ordnung.

Ein Doppelsalz, bestehend aus schwefelsaurem Kupferoxyd und schwefelsaurem Natriumoxyd, als Ganzes verbunden mit Wasser, ist ein zusammengesetztes Atom der vierten Ordnung.

Im Allgemeinen ist dieser letztere Fall die Grenze, wo alles Vereinigungsstreben aufhört und ein so complicirt zusammengesetztes Atom weitere Verbindungen nicht mehr eingeht.

33. Wenn sich *gasförmige* Körper mit einander vereinigen, so geschieht dies stets nach einfachen Raum- oder Volum-Verhältnissen. Dieses Gesetz findet statt nicht blos bei den einfachen Gasen, sondern auch bei den zusammengesetzten, und nicht blos bei den permanent gasförmigen. sondern auch bei den unbeständigen, nur in höherer Temperatur gasförmigen Körpern.

Das Volumen der Verbindung ist entweder gleich der Summe der Volumina der Bestandtheile, oder es ist in einem einfachen Verhältniss verkleinert. 1 Vol. Chlorwasserstoffsäuregas enthält ½ Vol. Chlorgas und ½ Vol. Wasserstoffgas ohne Verdichtung. Das Wassergas besteht aus 1 Vol. Wasserstoffgas und ½ Vol. Sauerstoffgas, verdichtet zu 1 Volumen.

Sauerstoff Verbindungen

(Oxydirte Körper)

I Basische Oxyde (Basen)

a. Oxydul

b. Oxyd oder Sesquioxyd

II Saure Oxyde oder Säuren

III Salze ([illegible])

IV Hyperoxyde,

1 [illegible] wiegt 0,20 [illegible],

1 [illegible] 801 [illegible] = 32 [illegible]

1 [illegible] 50 [illegible],

1 [illegible] 516,880 [illegible] = 21 [illegible] = 66 [illegible]

[illegible]

[illegible]

Das Ammoniakgas aus $1\frac{1}{2}$ Vol. Wasserstoffgas und $\frac{1}{2}$ Vol. Stickgas, diese 2 Volumina verdichtet zu 1 Vol. Ammoniakgas.

Die specifischen Gewichte der sich mit einander verbindenden Gase drücken zugleich die relativen Gewichtsmengen aus, in welchen sich die Gase verbinden.

Zum Beispiel: Da das specif. Gewicht des Wasserstoffgases 0,0692 und das des Sauerstoffgases 1,1056 ist, und sich beide Gase in dem Volum-Verhältniss von 2 : 1 verbinden, so verbinden sich dem Gewichte nach 2 × 0,0692 = 0,1384 Wasserstoffgas mit 1,1056 Sauerstoff und bilden 1,2440 Wasser. Siehe ferner das Beispiel vom Chlorwasserstoffsäuregas S. 11.

Nimmt man hierbei das specif. Gewicht des Sauerstoffgases zu 100 an (oder dividirt das 100fache specif. Gewicht der Gase, denen das der atmosphärischen Luft als Einheit zu Grunde liegt, durch das des Sauerstoffgases = 1,1056), so ergiebt es sich, dass die specifischen Gewichte entweder zugleich die Aequivalentgewichte solcher Körper sind, oder zu diesen doch in einem einfachen Verhältniss stehen.

Dividirt man z. B. die specif. Gewichte der anderen 3 permanent gasförmigen Grundstoffe, nämlich des Wasserstoffgases, Stickgases und Chlorgases, durch das des Sauerstoffgases, = 1,1056, und multiplicirt die erhaltene Zahl mit 100, so drücken die gefundenen Zahlen die halben Aequivalentgewichte jener Grundstoffe aus.

Nimmt man nun an, dass alle Gase bei gleichem Volumen eine gleiche Anzahl von Atomen enthalten, so fällt der Begriff von Volumen und Atom zusammen, und es drückt dann das Volum-Verhältniss, in dem sich zwei gasförmige Körper vereinigen, zugleich das Verhältniss der Atomzahlen aus.

Hiernach würde also z. B. das Wasser, weil es die Elemente im Volum-Verhältniss von 1 : 2 enthält, aus je 1 Atom Sauerstoff mit 2 Atomen Wasserstoff bestehen. Dann aber hat man zu unterscheiden zwischen Aequivalent und Atom, und hat anzunehmen, dass die Aequivalente mehrerer Körper doppelten Voluminibus oder den doppelten Gewichten der einfachen Atome entsprechen.

34. Gewisse Grundstoffe können in correspondirenden

Verbindungen einander in variirenden Gewichtsverhältnissen vertreten ohne Aenderung der Krystallform der Verbindung. Solche Körper nennt man *isomorph*.

Da von den isomorphen Körpern anzunehmen ist, dass ihre Atome einerlei Gestalt und Grösse haben, dass also in gleichen Raumtheilen isomorpher Körper eine gleiche Anzahl von Atomen enthalten sei, so müssen ihre specifischen Gewichte unter einander in demselben Verhältniss stehen wie ihre Atomgewichte. Dividirt man daher das Atomgewicht eines solchen Körpers mit seinem specifischen Gewicht, so erhält man für alle unter einander isomorphe Körper einerlei Quotienten, das heisst einerlei relatives *Atomvolum*.

35. Es giebt Verbindungen, welche dieselben Elemente in denselben Gewichtsmengen enthalten und dabei doch ungleiche physikalische und chemische Eigenschaften haben. Man nennt sie *isomere* Körper. Der Isomerie können mehrere Ursachen zum Grunde liegen: 1) die *Allotropie*, das heisst die Eigenthümlichkeit gewisser Grundstoffe ganz verschiedene physikalische Eigenschaften, verbunden mit veränderten Affinitäts-Verhältnissen, annehmen zu können; 2) eine ungleiche Gruppirungsweise der Atome in beiden Körpern; und 3) ein ungleiches absolutes Atomgewicht bei gleicher relativer Atom-Zusammensetzung. Diese beiden letzteren Verhältnisse kommen sehr häufig bei organischen Verbindungen vor und werden in der organischen Chemie näher betrachtet.

36. Bei den festen Grundstoffen findet die Beziehung zur Wärme statt, dass sich ihre specifische Wärme umgekehrt verhält wie ihre Aequivalentgewichte. Werden die Aequivalentgewichte mit der specifischen Wärme multiplicirt, so erhält man, mit wenigen, noch nicht erklärbaren Ausnahmen, von allen dieselbe Zahl.

37. Jede den electrischen Strom leitende Verbindung wird durch denselben, wenn er die erforderliche Stärke oder Dauer hat, zersetzt. Die Quantitäten der hierbei in gleichen Zeiten abgeschiedenen Bestandtheile sind proportional ihren Aequivalenten.

38. Einem jeden der 61 einfachen Stoffe hat man ein Zeichen beigelegt, welches zugleich sein Aequivalentgewicht bezeichnet. Hierzu hat man die in der Tabelle S. 9 stehenden Anfangsbuchstaben ihrer lateinischen Namen gewählt. Diejenigen Aequivalente, von denen anzunehmen ist, dass sie 2 Atomen entsprechen, werden mit einem durchstrichenen Buchstaben bezeichnet. Mit Anwendung dieser Zeichen kann die quantitative Zusammensetzung von Verbindungen auf einfache Weise durch Formeln ausgedrückt werden, wie die folgenden Beispiele zeigen:

$\bar{H}O$ bedeutet 1 Aeq. Wasser = 112,5, $2\bar{H}O$, $3\bar{H}O$ etc. zwei und drei Aeq. Wasser.

CuO = 1 Aeq. Kupferoxyd, SO^3 = 1 Aeq. Schwefelsäure, $3SO^3$ = 3 Aeq. Schwefelsäure.

$CuO . SO^3$ = 1 Aeq. schwefelsaures Kupferoxyd.

$CuO . SO^3 + 5\bar{H}O$ = 1 Aeq. schwefelsaures Kupferoxyd mit Krystallwasser. — $4 (CuO . SO^3 + 5\bar{H}O)$ = 4 Aeq. dieses Salzes.

$KO . SO^3 + Al^2O^3 . 3SO^3 + 24\bar{H}O$ = Alaun oder schwefelsaure Kali-Thonerde.

Da der Sauerstoff so sehr viele Verbindungen bildet, so wird sein Aequiv. häufig nicht durch O (Oxygenium), sondern der Kürze und Uebersichtlichkeit der Formeln wegen durch einen Punkt bezeichnet, der über das Aequivalentzeichen des mit ihm verbundenen Körpers gesetzt wird. Hiernach werden die obigen Beispiele auf folgende Weise ausgedrückt:

$\dot{\bar{H}}$. — $\dot{Cu}$. — $\dddot{S}$.

$\dot{Cu}\dddot{S}$.

$\dot{Cu}\dddot{S} + 5\dot{\bar{H}}$.

$4 (\dot{Cu}\dddot{S} + 5\dot{\bar{H}})$.

$\dot{K}\dddot{S} + \dddot{\bar{Al}}\dddot{S}^3 + 24\dot{\bar{H}}$.

39. Nach ihren allgemeinen Eigenschaften kann man die 61 einfachen Stoffe in zwei Klassen theilen, in *Metalle* und in *Metalloïde*.

Als Metalloïde werden folgende 16 Körper betrachtet:

1. Sauerstoff.	7. Phosphor.	13. Fluor.
2. Wasserstoff.	8. Arsenik.	14. Kohlenstoff.
3. Stickstoff.	9. Antimon.	15. Bor.
4. Schwefel.	10. Chlor.	16. Kiesel.
5. Selen.	11. Brom.	
6. Tellur.	12. Jod.	

Metalloïde.

1. Sauerstoff.

Vorkommen. Von allen Stoffen in der grössten Menge und Verbreitung. Wenigstens $\frac{1}{3}$ vom Gewicht unseres Planeten ist Sauerstoff; alle Gebirgsarten bestehen aus Sauerstoffverbindungen; im Wasser sind 89, in der Luft 23 Procent Sauerstoff dem Gewicht nach enthalten; er ist ferner, mit wenigen Ausnahmen, ein wesentlicher Bestandtheil aller Pflanzen- und Thierstoffe.

Eigenschaften. Farbloses Gas, ohne Geruch und Geschmack, von 1,1056 specifischem Gewicht. Ausgezeichnet dadurch, dass brennende Körper darin mit viel stärkerem Licht, stärkerer Hitze und in viel kürzerer Zeit verbrennen als in gewöhnlicher Luft. Ein glimmender Spahn entflammt sich darin von selbst; Kohle und Eisen, brennend hineingetaucht, verbrennen darin von selbst weiter mit blendender Feuer-Entwickelung, eben so Schwefel, und ganz besonders glänzend Phosphor.

Darstellung. Vorzüglich aus seinen Verbindungen mit gewissen Metallen (aus Metalloxyden) durch Glühen, welche dabei ihren Sauerstoff ganz oder zum Theil abgeben; z. B. aus Quecksilberoxyd, aus Braunstein.

Verbindungen. Der Sauerstoff kann sich mit allen übrigen Elementen verbinden*). — Wenn ein Körper

*) Das Fluor ist der einzige Grundstoff, von dem noch keine Sauerstoff-Verbindung bekannt ist.

[illegible]:

[illegible]stoff	[illegible]	3. [illegible]
[illegible]stoff	[illegible]	4. [illegible]
[illegible]stoff	[illegible]	5. [illegible]
[illegible]	[illegible]	6. [illegible]
[illegible]	1. [illegible]	
[illegible]	2. [illegible]	

[illegible]

Sauerstoff

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

[illegible]

hältnissen kann zwischen Quecksilber und Sauerstoff nicht hervorgebracht werden.

Diese verschiedenen Verbindungs-Verhältnisse eines Körpers mit Sauerstoff nennt man seine *Oxydationsstufen.* In allen Oxydationsstufen eines und desselben Körpers stehen die Sauerstoffmengen unter einander in einem ähnlichen Zahlenverhältniss.

Zufolge ihrer Eigenschaften zerfallen die oxydirten Körper in 3 Klassen, in *basische Oxyde* oder *Basen*, in *saure Oxyde* oder *Säuren*, und in *Superoxyde.*

Bei den Basen nennt man die niedrigste Oxydationsstufe *Oxydul*, die höhere *Oxyd* oder *Sesquioxyd.*

Säuren und Basen haben die Eigenschaft, sich in bestimmten Gewichtsverhältnissen mit einander zu verbinden zu Körpern, die man *Salze* nennt.

So z. B. ist die höchste Oxydationsstufe des Schwefels eine Säure, die Schwefelsäure, und die niedrigste Oxydationsstufe des Eisens ein basisches Oxyd, das Eisenoxydul. Kommen beide mit einander in Berührung, so vereinigen sie sich zu einem Salz, zu schwefelsaurem Eisenoxydul (Eisenvitriol).

Zuweilen ist ein und derselbe oxydirte Körper in Beziehung auf andere zugleich eine Base und zugleich eine Säure.

Die Metalloïde sind es vorzüglich, welche Säuren bilden, während die Metalle vorzugsweise Basen hervorbringen.

Die *Superoxyde* sind dadurch von den anderen verschieden, dass sie weder Basen noch Säuren sind, sondern in Berührung mit Säuren oder in höherer Temperatur Sauerstoff verlieren und sich in basische Oxyde verwandeln, wie z. B. der Braunstein oder das Mangansuperoxyd.

Der Braunstein enthält auf 100 Gewichtstheile Mangan-Metall 58 Theile Sauerstoff. Erhitzt man ihn mit Schwefelsäure, so geht die Hälfte des Sauerstoffs als Gas weg, und er verwandelt sich in Oxydul, welches auf 100 Metall nur 29 Sauerstoff enthält und mit der Schwefelsäure verbunden bleibt.

Wird der Braunstein stark geglüht, so verliert er $\frac{1}{3}$ sei-

nes Sauerstoffs und verwandelt sich in eine Verbindung von Oxyd mit Oxydul. 3 Pfund Braunstein liefern ungefähr 4 Cubikfuss Sauerstoffgas.

Die Gegenwart des Sauerstoffgases in der atmosphärischen Luft ist nothwendig für den Athmungsprocess der Thiere und überhaupt für das Dasein der ganzen lebenden Natur. Daher auch sein älterer Name Lebensluft.

Der Sauerstoff ist 1774 ungefähr gleichzeitig von Priestley und von Scheele entdeckt worden.

2. Wasserstoff.

Vorkommen. Nur in Verbindungen, hauptsächlich im Wasser, welches 11 Procent seines Gewichts enthält. Ausserdem wesentlicher Bestandtheil aller Pflanzen- und Thierstoffe.

Eigenschaften. Farbloses Gas, ohne Geruch und Geschmack. Der leichteste aller Körper, 14½ mal leichter als die Luft, sein specifisches Gewicht ist nämlich 0,0692. Es lässt sich leicht entzünden und verbrennt mit wenig leuchtender Flamme, aber sehr starker Wärme-Entwickelung.

Darstellung. Am einfachsten durch Zersetzung des Wassers: *a*) durch den electrischen Strom, wobei die beiden Bestandtheile des Wassers in Gasform abgeschieden werden; *b*) indem man Wasserdämpfe über glühendes Eisen leitet, welches sich dabei oxydirt, während der Wasserstoff gasförmig frei wird; c) indem man Zink oder Eisen mit einem Gemenge von Wasser und Schwefelsäure übergiesst, wobei sich diese Metalle auflösen, indem sie mit dem Sauerstoff des Wassers basische Oxyde bilden, die mit der Säure zu löslichen Salzen in Verbindung treten. Der Wasserstoff aber wird frei und wird als Gas entwickelt.

Verbindungen. Der Wasserstoff geht nicht so leicht Verbindungen ein, wie der Sauerstoff. Zu den merkwürdigsten Verbindungen, die er hervorbringt, gehört das Wasser.

Das *Wasser* besteht aus Sauerstoff und Wasserstoff.

Die Verbrennung des Wasserstoffgases beruht darauf, dass es sich mit dem Sauerstoff der Luft vereinigt und Wasser bildet.

Es verbinden sich genau 2 Maas Wasserstoffgas mit 1 Maass Sauerstoffgas zu Wasser.

Hieraus lässt sich die Zusammensetzung des Wassers dem Gewicht nach durch Rechnung finden, wie S. 14, §. 33 angegeben ist. Es besteht aus:

			In 100 Theilen.
1 Aequivalent Sauerstoff	=	100,00	88,87
1 Aequivalent Wasserstoff	=	12,50	11,13
1 Aequivalent Wasser . .	=	112,50	100,00.

Das Atom oder Aequivalent des Wassers wird durch HO oder $\dot{H}$ ausgedrückt.

Die Vereinigung der beiden Gase zu Wasser geht erst bei Glühhitze oder durch den electrischen Funken vor sich; aber im Contact mit blankem Platinblech oder schwammigem Platin vereinigen sich beide Gase schon bei gewöhnlicher Temperatur, mit letzterem unter Feuer-Erscheinung. (Vergl. S. 5, §. 20.) Die reinen Gase, in dem Verhältniss = 2 : 1 mit einander gemengt und angezündet, brennen dabei, in Folge der grossen momentanen Ausdehnung des sich bildenden Wasserdampfs, mit starkem Knall (Explosion) ab, daher der Name Knallluft für dieses Gemenge. Diese Verbrennung ist mit einem der höchsten Hitzegrade verbunden, die man hervorbringen kann.

Wasser kann auch dadurch gebildet werden, dass man gewisse Metalloxyde in getrocknetem Wasserstoffgas erhitzt, und hierdurch lässt sich sowohl die Zusammensetzung des Wassers, als auch die des Metalloxyds genau bestimmen. 100 Gewichtstheile schwarzes Kupferoxyd z. B. geben auf diese Weise, unter Feuer-Erscheinung, 79,863 Th. metallisches Kupfer und 22,658 Th. Wasser. Folglich enthält das Kupferoxyd 20,137 Procent Sauerstoff. Diese abgezogen von der gebildeten Wassermenge, bleiben 2,521 Th. für Wasserstoff. Wenn aber 22,685 Wasser enthalten 20,137

[illegible] 34,5°

on 99° [illegible]

[illegible] 79° [illegible]

[illegible]

Sauerstoff und 2,521 Wasserstoff, so enthalten 100 Wasser 88,87 Sauerstoff und 11,13 Wasserstoff.

Das Wasser kann alle drei Aggregatzustände annehmen. Unter 0° ist es fest oder Eis, dessen spec. Gewicht nur 0,94 ist; seine höchste Dichtigkeit ist bei + 4°; von 0° an bis 100° ist es flüssig, und bei 100° siedet es, d. h. verwandelt es sich in ein unsichtbares, über 100° beständiges Gas. (Vergl. S. 2, §. 8.) Das specifische Gewicht des Wassergases ist 0,622. Hieraus folgt, dass die 2 Volumen Wasserstoffgas bei ihrer Vereinigung mit 1 Vol. Sauerstoffgas nicht 1, sondern 2 Vol. Wassergas gebildet haben. Denn würde hierbei nur 1 Vol. Wassergas entstehen, so müsste dessen specifisches Gewicht 1,244 sein ($2 \times 0{,}0692 + 1{,}1056$). Ein Volumen Wasser nimmt, indem es zu Wassergas von + 100° wird, einen 1700mal grösseren Raum ein. Unter 100° abgekühlt, wird es wieder tropfbarflüssiges Wasser. Geschieht diese Abkühlung in der Luft, so verdichtet es sich, unendlich kleine Bläschen bildend, zu sichtbarem Wasserdampf oder Dunst (Nebel, Wolken).

Wasser nimmt aber auch, ohne zu sieden, bei gewöhnlicher Temperatur Gasgestalt an, es verdunstet; diess geschieht um so rascher, je höher die Temperatur, oder je geringer der Druck der Luft auf die Wasserfläche ist, und ist eine Folge des Bestrebens aller flüchtigen Körper, Gasgestalt anzunehmen. Von dieser Verdunstung hängt der Feuchtigkeitszustand der Luft ab.

Das meiste Quell- und Flusswasser, vor allen das Meerwasser, enthält fremde Substanzen, besonders Salze, aufgelöst, die es beim Verdunsten hinterlässt. Das Regenwasser ist reiner, oft vollkommen rein. Zur Darstellung von vollkommen reinem Wasser unterwirft man das gewöhnliche der *Destillation.*

Das Wasser ist für sehr viele Substanzen ein Lösungsmittel. (Vergl. S. 3, §. 12.) Es hat aber auch die Eigenschaft, sich mit sehr vielen Körpern chemisch und in bestimmter Proportion zu verbinden. Mit den basischen Oxyden verbindet es sich als Säure, mit den Säuren als basisches Oxyd. Es verbindet sich ferner mit den meisten

Salzen (siehe *Säuren* und *Salze*). In zahllosen Fällen zersetzt es sich wechselseitig mit anderen zusammengesetzten Körpern und veranlasst die Bildung anderer Wasserstoff- und Sauerstoff-Verbindungen.

Lavoisier war der erste, welcher das Wasser in seine beiden Bestandtheile zerlegte und seine Zusammensetzung bewies.

Wegen seiner Leichtigkeit wird das Wasserstoffgas zum Füllen der Luftballons angewendet, und auf seiner Entzündbarkeit beruht die Einrichtung der Wasserstoff-Zündmaschinen.

Wasserstoffsuperoxyd, HO^2, ist ein wie Wasser aussehendes Liquidum, aber von 1,45 spec. Gewicht und noch nicht bei — 30° gefrierend. Es wirkt kräftig oxydirend und bleicht die Pflanzenfarben. Es zersetzt sich schon für sich leicht in Wasser und Sauerstoffgas, aber ganz plötzlich und heftig, selbst wenn es mit vielem Wasser vermischt ist, im Contact mit dem Pulver von metallischem Platin, Gold, Silber und Mangansuperoxyd, ohne dass diese Körper dabei selbst eine Veränderung erleiden. Fügt man bei dem Mangansuperoxyd irgend eine Säure hinzu, so geht auch die Hälfte des Sauerstoffs von diesem gasförmig fort und es bildet sich ein Manganoxydulsalz. (Vergl. S. 5, §. 20.) Das Wasserstoffsuperoxyd kann nicht unmittelbar aus seinen Elementen gebildet werden*). (Siehe Bariumsuperoxyd.)

---

*) Wenn Wasser, durch eine kleine Menge einer Säure leitend gemacht, durch einen kräftigen electrischen Strom zersetzt wird, so nimmt das frei werdende Sauerstoffgas einen eigenthümlichen Geruch an, wirkt bei gewöhnlicher Temperatur sehr oxydirend und bleicht die Pflanzenfarben. Es soll, in äusserst kleiner Menge, eine für sich noch nicht darstellbare, sehr leicht zersetzbare dritte Verbindung zwischen Wasserstoff und Sauerstoff von der Zusammensetzung HO^3 enthalten. — Wird Phosphor, halb mit Wasser bedeckt, in einem geräumigen Gefäss mit atmosphärischer Luft in Berührung gelassen, so bekommt diese denselben Geruch und dieselben oxydirenden Eigenschaften Es scheint, dass hier das Riechende ebenfalls jene Verbindung ist. Man hat sie *Ozon* genannt. Aber dieselben

[illegible]

[illegible] gebildet:

Stickstoff – 13,8 } verbinden sich zu { Salpetersäure 53,4
Kalium – 38,8 }
Sauerstoff – 47,4 } { Kaliumoxyd – 46,6

Unser Grundstoff Gyps, [illegible]

Schwefel – 19 } verbinden sich zu { Sauerstoff [illegible] Schwefelsäure 46–27,
Calcium – 23 } { Calciumoxyd 33–9,
Wasserstoff – 2 }
Sauerstoff – 56 } { Wasser 21, – 17,66 = 2

[illegible]

[illegible]

3. Stickstoff.

Vorkommen. In freiem Zustande in der Luft, welche in 100 Volumtheilen 79 Theile Stickgas enthält. Mit Sauerstoff verbunden im Kali- und Natron-Salpeter. Ausserdem wesentlicher Bestandtheil vieler Thier- und Pflanzenstoffe.

Eigenschaften. Farbloses Gas, ohne Geruch und Geschmack. Leichter als die Luft, spec. Gewicht = 0,972. Nicht brennbar. Im Stickgas sterben Thiere und verlöscht Feuer, daher sein Name.

Darstellung. Man entzieht der atmosphärischen Luft das Sauerstoffgas durch einen leicht oxydirbaren Körper, indem man z. B. in einem abgeschlossenen Volumen Luft Phosphor verbrennen lässt, oder indem man über vertheiltes und glühendes Eisen oder Kupfer atmosphärische Luft leitet.

Verbindungen. Der Stickstoff bildet eine grosse Anzahl von Verbindungen, die aber in der Regel nur auf indirectem Wege gebildet werden, denn nur wenige Körper sind fähig, sich unmittelbar mit dem freien, gasförmigen Stickstoff zu verbinden, daher auch Stickgas durch keine Eigenschaft characterisirt ist, welche auf einer Verbindungs-Erscheinung beruht.

Mit *Sauerstoff* verbindet er sich in vier Verhältnissen: zu Stickoxydul, Stickoxyd, salpetriger Säure und Salpetersaure (s. bei den Säuren).

Mit *Wasserstoff* bildet er das Ammoniak (s. bei den Alkalien).

Die Atmosphäre. Die gasförmige Hülle, welche

Eigenschaften nimmt auch vollkommen trockenes und reines Sauerstoffgas an, wenn man eine grosse Menge electrischer Funken hindurchschlagen lässt, so wie man auch sehr stark denselben Geruch bemerkt, wenn grosse Electrisirmaschinen in Wirksamkeit sind. Hiernach sieht es aus, als ob das Ozon Sauerstoff in einem veränderten Zustand sei.

unsern Planeten umgiebt, die Atmosphäre enthält in 100 Volumtheilen nahe an 79 Vol.-Th. Stickgas und 21 Vol.-Th. Sauerstoffgas, mit veränderlichen kleinen Mengen von Wassergas und Kohlensäuregas.

Ihre Höhe beträgt ungefähr 9½ Meilen. In Folge ihres Gewichtes und ihrer Elasticität ist sie an der Erdoberfläche am dichtesten und ihre Dichtigkeit nimmt mit der Höhe ab.

Der mittlere Druck, den sie an dem Spiegel des Meeres ausübt, ist gleich dem Druck einer Wassersäule von 32 Pariser Fuss, oder einer Quecksilbersäule von 28 Pariser Zoll Höhe und gleichem Durchmesser. Wäre sie in den Höhen überall von derselben Dichtigkeit, wie an der Erdoberfläche, so würde ihre Höhe nur 24500 Paris. Fuss oder etwas über 1 Meile betragen. In einer Höhe von 13407 Paris. Fuss hat sie eine nur halb so grosse Dichtigkeit, als an der Meeresfläche, oder 1 Vol. ist hier zu 2 Vol. ausgedehnt*).

Der Ausdehnungscoëfficient der von Wassergas freien Luft ist 0,003665, d. h. trockne Luft dehnt sich durch Wärme für jeden Temperaturgrad um 0,003665 ihres Volumens bei 0° aus. 100 Volumtheile Luft, erwärmt von 0° auf 100°, werden sich also zu 136,65 Volumtheilen ausdehnen.

Wird die Luft zusammengedrückt, so vermindert sich ihr Volumen bei zunehmendem Druck; ihr Volumen verhält sich umgekehrt wie der Druck, dem sie ausgesetzt ist.

Dasselbe Ausdehnungs- und Zusammenziehungs-Verhältniss gilt für alle bei gewöhnlicher Temperatur permanenten Gase.

Bei einer Kälte von — 110° und einem gleichzeitigen

---

*) 1 Cubik-Centimeter Wasser wiegt bei + 4° 1 Gramm.

1000 Cubik-Centimeter atmosphärische Luft wiegen, bei 0° und 28 Zoll Barometerhöhe	1,2932	Gramm.
1000 C. C. Sauerstoff wiegen	1,4298	-
1000 - - Wasserstoffgas -	0,089578	-
1000 - - Stickgas -	1,256167	-

1 Paris. Cub.-Fuss atmosphär. Luft wiegt nahe 728 Gran oder etwas über 3 Loth.

1 - - - Wasser wiegt . . . . . 66 Pfund.

Druck von 50 Atmosphären war atmosphärische Luft nicht condensirbar.

Sie enthält die beiden Hauptbestandtheile nicht chemisch verbunden, sondern bloss gemengt. Das Verhältniss von 79 : 21 entspricht nicht einfachen Aequivalentmengen. Auch löst Wasser, mit Luft in Berührung, die beiden Gase nicht in jenem Verhältniss, sondern im Verhältniss von 70:30 auf.

Das gegenseitige Verhältniss von Stickgas und Sauerstoffgas hat man in freier Luft in allen Höhen, zu allen Jahres- und Tageszeiten, in allen Welttheilen so gut wie ganz unverändert gefunden.

Dieses Verhältniss wird, ungeachtet des beständigen ungeheuren Verbrauchs an Sauerstoff, dadurch unverändert erhalten, dass der bei dem Athmen der Thiere und bei den Verwesungs- und Verbrennungs-Processen aus der Luft weggenommene und in Kohlensäure verwandelte Sauerstoff durch die Pflanzen in die Luft zurückgeführt wird; denn alle grünen Theile der Pflanzen haben die Eigenschaft, unter dem Einfluss des Lichts aus der Luft und aus dem Boden Kohlensäure aufzunehmen und dafür Sauerstoffgas auszudunsten. Darum findet auch, ungeachtet ihrer ungeheuren Production, keine Zunahme der Kohlensäuremenge statt, wiewohl ihre Menge bei Tag und Nacht und nach den Jahreszeiten, so wie in verschiedenen Höhen etwas variirt.

Die Zusammensetzung der atmosphärischen Luft kann mit grosser Sicherheit auf mehrfache Weise ausgemittelt werden. Die verschiedenen, zur Bestimmung des Sauerstoff- und Stickstoff-Gehaltes anwendbaren analytischen (eudiometrischen) Methoden beruhen alle darauf, dass man den Sauerstoff aus einem abgemessenen Volumen Luft vermittelst eines leicht oxydirbaren Körpers wegnimmt und das Volumen oder das Gewicht des verschwundenen Sauerstoffgases oder das des zurückbleibenden Stickgases durch Wägung oder Messung bestimmt. Die geeignetsten Körper hierzu sind fein vertheiltes Eisen oder Kupfer, Phosphor oder Wasserstoffgas.

Bei Anwendung der Metalle werden diese, in einem Rohr genau abgewogen, in einem langsam darüber geleite-

ten und genau abgemessenen Volumen von Luft, befreit von Wassergas und Kohlensäuregas, geglüht. Ihre Gewichtszunahme drückt die Sauerstoffmenge aus. Das Stickgas kann dabei aufgesammelt und gemessen oder gewogen werden.

Bei Anwendung des Wasserstoffgases wird ein genau abgemessenes Volumen von Luft, z. B. 100 Maasstheile, mit einem abgemessenen Volumen Wasserstoffgas, z. B. ebenfalls 100 Maasstheilen, in dazu eingerichteten graduirten Glasröhren (Eudiometern) über Wasser oder Quecksilber vermischt und das Gemenge durch einen electrischen Funken entzündet. Da sich 1 Vol. Sauerstoffgas mit 2 Vol. Wasserstoffgas verbindet, so ist $\frac{1}{3}$ des bei der Verbrennung verschwundenen Gasgemenges Sauerstoffgas. Bei dem obigen Maassverhältniss werden 63 Volumina verschwinden, wovon $\frac{1}{3} = 21$ ist.

Die Menge des Wassergases und des Kohlensäuregases wird dadurch bestimmt, dass gemessene Luftvolumina durch gewogene Röhren geleitet werden, gefüllt mit Substanzen, welche mit Sicherheit allein jene Bestandtheile aus der Luft wegnehmen. Für das Wassergas dient trockenes Chlorcalcium, für die Kohlensäure Kalihydrat. Ihre Gewichtszunahme drückt die Gewichtsmenge von Wassergas oder Kohlensäuregas in dem angewandten Luftvolumen aus.

Im Mittel enthalten 100 Volumtheile atmosphärische Luft:

Stickgas	78,492
Sauerstoffgas	20,627
Wassergas	0,840
Kohlensäuregas . . .	0,041
	100,000.

Da das spec. Gewicht des Sauerstoffgases 1,1056 ist, so sind dem Gewicht nach 22,8 Procent Sauerstoff in der Luft enthalten.

Die Luft enthält ferner als constanten Bestandtheil, aber nur in sehr kleiner Menge, Ammoniak, welches stets auch im Regenwasser nachweisbar ist.

Sie kann ferner zufällig in dieselbe abgedunstete Materien enthalten, die sich z. B. durch den Geruch oder, wie

die sogenannten Miasmen, durch die Eigenschaft, gewisse Krankheiten zu erzeugen, verrathen.

Verbrennen und Athmen in der Luft. Jede in der Luft stattfindende Verbrennung beruht darauf, dass sich die verbrennenden Körper oder deren Bestandtheile mit dem Sauerstoff der Luft vereinigen. Durch die Wärme wird dabei die ihres Sauerstoffs beraubte Luft ausgedehnt, also leichter, sie steigt in die Höhe, wodurch ein Zuströmen von neuer Luft zu dem verbrennenden Körper bewirkt und so dessen Verbrennung unterhalten wird. In einem abgeschlossenen Luftraum verlöschen die meisten Körper noch lange bevor aller Sauerstoff consumirt ist, weil die entstehenden Verbrennungsproducte, so wie das beigemischte Stickgas, die Wärme aufnehmen, die zur Fortsetzung des Oxydationsprocesses erforderlich sein würde.

Die Körper verbrennen mit oder ohne Flamme; ohne Flamme, wenn der verbrennende Körper selbst, bei der Verbrennungshitze, nicht flüchtig ist, wie z. B. Kohle, Eisen; mit Flamme, wenn der verbrennende Körper selbst oder Bestandtheile desselben dabei gasförmig werden, z. B. Wasserstoffgas, Phosphor. Jede Flamme ist also ein verbrennendes Gas.

Die Flammen sind leuchtend oder nicht leuchtend; letzteres wenn die Producte der Verbrennung gasförmig sind, wie z. B. bei der Wasserstoffgasflamme; leuchtend dagegen, wenn ein fester Körper als Verbrennungsproduct entsteht, dessen Theilchen in der Flamme glühen und sie dadurch leuchtend machen, indem feste Korper viel mehr Licht ausstrahlen als bis zu demselben Grade erhitzte Gase, wie z. B. bei der Flamme von Phosphor, bei der Wasserstoffgasflamme, wenn feiner Platindraht in dieselbe gehalten wird.

In den Flammen von Oel, Talg und Wachs gehen verwickeltere Processe vor sich, indem diese Substanzen, die aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff bestehen, in dem Docht, in den sie durch dessen Capillarität hinaufgesogen werden, in Folge der Verbrennugshitze zuerst andere Zersetzungsproducte bilden, ehe sie zu den Endproducten, zu Kohlen-

säure und Wasser verbrennen. Jene gasförmigen Zersetzungs-Producte werden ihrerseits durch die Hitze wieder zersetzt unter Abscheidung fester Kohlentheilchen, die in der Flamme gleichförmig verbreitet glühen und sie dadurch leuchtend machen. Wird ihre Verbrennung am Saum der Flamme durch plötzliche Abkühlung verhindert, so kommen sie als schwarzer Russ zum Vorschein. Wenn Holz verbrennt, so brennt es so lange mit Flamme, als noch durch die bei der Verbrennung der äusseren Schichten entstehende Hitze aus seiner inneren Masse brennbare Gase entwickelt werden; sobald dies aufgehört hat, brennt der noch übrig gebliebene Kohlenstoffgehalt als Kohle nur glimmend und ohne Flamme weiter, und zuletzt bleiben die der Holzsubstanz an sich unwesentlichen unorganischen Bestandtheile als Asche zurück. Rauch und Russ von gewöhnlichen Brennmaterialien entstehen nur in Folge unvollständiger Verbrennung.

Flammen gehen nicht durch feine Metalldraht-Gewebe, weil der Verbrennungsprocess an dem stark wärmeleitenden und folglich abkühlenden Metall unterbrochen wird und das Gas, welches die Flamme bildet, unverbrannt durch das Metallnetz geht. Hierauf gründet sich Davy's Sicherheitslampe. (Siehe Grubengas unter Kohlenstoff.)

Die zu den verschiedensten Zwecken dienenden Feuerungen und Oefen aller Art kommen in ihrer Einrichtung alle darin überein, dass sie die Hervorbringung eines mehr oder weniger starken Zugs, das heisst eine mehr oder weniger rasche Abführung der verdorbenen Luft und Zuführung von reiner Luft bezwecken.

Bei dem Athmen eines jeden Thieres wird ein Theil des Sauerstoffs der eingeathmeten Luft in das Blut aufgenommen und dafür Kohlensäuregas ausgeathmet. Bei dem Athmen in einem abgeschlossenen Luftraum findet ein ganz ähnliches Verhältniss wie unter denselben Umständen bei dem Verbrennen statt; das Leben hört bald auf, aber hier nicht allein durch den entstehenden Mangel an Sauerstoff, sondern auch durch eine positive Wirkung, welche die ausgeathmete Kohlensäure auf das Gehirn ausübt. In den verschlossenen Räumen von Wohnungen ist das Leben, das

heisst die Fortsetzung des Athmungsprocesses, nur dadurch möglich, dass die Wände aller Baumaterialien für Gase sehr durchdringlich sind und dass durch dieselben, so wie durch die Fugen an Fenstern und Thüren, ein beständiger Auswechsel zwischen äusserer und innerer Luft stattfindet. In solchen geschlossenen Räumen, worin viele Menschen geathmet oder Feuer gebrannt haben, ist aber immer momentan ein verminderter Sauerstoffgehalt und vermehrter Kohlensäuregehalt nachweisbar. Auch enthält das in den Lungen vom warmen Blut abgedunstete und ausgeathmete Wasser Spuren von organischen Materien, welche die Ursache sind, dass solches Wasser, wenn es condensirt wird, nach einiger Zeit einen faulen Geruch annimmt.

4. Schwefel.

Vorkommen. Gediegen; in Verbindung mit Metallen, und am verbreitetsten als Schwefelsäure in Salzen, vorzüglich im Gyps (schwefelsauren Kalk).

Eigenschaften. Gelb, durchsichtig oder durchscheinend, spröde, Nichtleiter der Electricität. Krystallisirt, in Rhombenoctaëdern (S. 5, §. 21). Specifisches Gewicht 2,0454. Schmilzt bei + 111° zur dünnen, gelben Flüssigkeit, wird von + 150° an dickflüssig und dunkel rothbraun, und bei + 220° ganz steif und zähe, aber bei 240° wieder dünnflüssiger. Dann plötzlich abgekühlt, erstarrt er amorph, bleibt nun Tage lang weich, braun, durchsichtig, und hat 1,957 spec. Gewicht. Eine sehr kleine Menge organischer Materie ertheilt ihm hierbei eine schwarzrothe oder schwarze Farbe. Bei langsamer Abkühlung krystallisirt der geschmolzene Schwefel, und zwar in einer zu einem anderen Krystallisationssystem gehörenden Form, als der natürlich vorkommende oder der aus gewissen Auflösungsmitteln bei gewöhnlicher Temperatur krystallisirende Schwefel. Der Schwefel ist also dimorph (S. 5, §. 23). Die aus geschmolzenen Schwefel gebildeten Krystalle sind anfangs klar und etwas biegsam, sie werden aber bald, namentlich durch Berührung, undurchsichtig und spröde und bestehen nun aus Aggregaten von mikroskopischen Krystallen der anderen Form. —

Bei 400° geräth der geschmolzene Schwefel, indem er wieder dünnflüssig wird, in's Sieden und bildet ein braungelbes Gas, welches einen ungefähr 500 mal grösseren Raum als der feste Schwefel einnimmt. Sein spec. Gewicht ist 6,654. Der Schwefel ist also ein flüchtiger Körper und kann überdestillirt werden. Wenn sich das Schwefelgas mit kalter Luft vermischt, so verdichtet sich der Schwefel in Gestalt eines gelben Pulvers (Schwefelblumen).

Darstellung. Der Schwefel wird in grosser Menge gewonnen, hauptsächlich aus gediegenem Schwefel auf Sicilien und in Polen, durch Ausschmelzen oder Destilliren des schwefelhaltigen Gesteins. — Er wird besonders zur Fabrication des Schiesspulvers und der Schwefelsäure gebraucht.

Verbindungen des Schwefels.

Mit *Sauerstoff* in vielen Verhältnissen, welche Verbindungen alle Säuren sind. Die höchste und wichtigste ist die Schwefelsäure.

In offener Luft bis zum Sieden erhitzt oder mit einem glühenden Körper berührt, entzündet sich der Schwefel und verbrennt mit blauer Flamme. Das Product der Verbrennung ist ein Gas, die schweflige Säure (s. Säuren).

Mit *Wasserstoff* bildet der Schwefel eine gasförmige Verbindung (s. Sulfide).

Die Verbindung des Schwefels mit *Stickstoff*, ŅS^2, ist ein gelber, krystallisirbarer, durch Reiben oder durch Stoss explodirender Körper. (S. Ammoniak.)

Der Schwefel verbindet sich mit den meisten Metallen. Die Vereinigung ist wie beim Sauerstoff häufig von einer Feuer-Erscheinung begleitet. Wie der Sauerstoff, vereinigt sich auch der Schwefel mehrentheils in verschiedenen Verhältnissen mit einem und demselben Metall.

Einige Schwefelmetalle verhalten sich ähnlich den Superoxyden; sie geben beim Erhitzen einen Theil ihres Schwefels ab, und verwandeln sich in Schwefelungsstufen mit geringerem Schwefelgehalt. Hierauf beruht die Gewinnung

von Schwefel aus dem natürlich vorkommenden Schwefeleisen, dem Schwefelkies.

5. Selén.

Vorkommen. Sehr selten; hauptsächlich in Verbindung mit verschiedenen Metallen.

Eigenschaften. Geschmolzen plötzlich abgekühlt, erstarrt es zu einer schwarzen, glänzenden, in dünnen Lagen roth durchscheinenden, amorphen Masse, mit muschligem Bruch und 4,28 spec. Gewicht. Wieder erwärmt oder langsam erstarrend, wird es dunkelgrau, krystallinisch und hat 4,8 spec. Gewicht. Es ist spröde und ein Nichtleiter der Electricität. Aus einer Lösung von seleniger Säure durch schweflige Säure abgeschieden, bildet es ein zinnoberrothes Pulver, welches noch unter 100° schwarz wird. Das amorphe Selen schmilzt bei 217°, das krystallinische viel schwerer. Bei ungefähr 700° siedet es und bildet ein gelbes Gas.

An der Luft erhitzt, verbrennt das Selen mit röthlich blauer Flamme und unter Verbreitung eines ganz eigenthümlichen, starken Geruchs zu krystallisirbarer seleniger Säure. In seinen Verbindungen hat es die grösste Aehnlichkeit mit dem Schwefel.

1817 von Berzelius entdeckt.

6. Tellur.

Vorkommen. Sehr sparsam; sehr selten gediegen; hauptsächlich in Verbindung mit Metallen (namentlich Gold, Silber, Blei und Wismuth).

Eigenschaften. Vollkommen metallglänzend, fast zinnweiss, von grossblättrigem, krystallinischem Gefüge, rhomboëdrisch krystallisirend, spröde, von 6,258 spec. Gew., Halbleiter der Electricität, leicht schmelzbar, bei Glühhitze flüchtig. An der Luft geschmolzen, entzündet es sich und verbrennt, ohne Geruch, mit blauer Flamme zu fester, telluriger Säure, aus deren Lösung in Säuren es durch schweflige

Säure als graues amorphes Pulver abgeschieden wird. In seinen Verbindungs-Verhältnissen sehr ähnlich dem Schwefel und Selen.

1782 von Müller von Reichenstein entdeckt.

7. Phosphor.

Vorkommen. Sehr verbreitet, aber nur in Verbindung mit Sauerstoff als Phosphorsäure in Form von phosphorsauren Salzen, hauptsächlich als phosphorsaurer Kalk, welcher auch den unorganischen Bestandtheil der Knochen ausmacht.

Eigenschaften. Farblos, durchsichtig, wachsglänzend. Aus gewissen Lösungsmitteln in Rhomben-Dodecaëdern krystallisirend. Spec. Gewicht 1,84. In der Kälte spröde, bei gewöhnlicher Temperatur von Wachsconsistenz. Schmilzt bei + 44°, und erstarrt wieder amorph, siedet bei + 290°, und bildet ein farbloses Gas von 4,326 spec. Gewicht. Er riecht knoblauchartig, raucht an der Luft, leuchtet dabei im Dunkeln und ist sehr leicht entzündlich. Durch längeren Einfluss des Lichts oder einer Wärme von 250° geht er in einen allotropischen, braunrothen, undurchsichtigen Zustand über, in welchem er an der Luft unveränderlich ist, nicht leuchtet, und 2,1 spec. Gewicht hat. Bei 290° geht er wieder in den farblosen, klaren Zustand zurück (S. 15, §. 34). Sehr giftig.

Darstellung. Man destillirt bei starker Glühhitze Phosphorsäure mit Kohle, welche dabei dem Phosphor den Sauerstoff entzieht und damit Kohlenoxydgas bildet. Die Phosphorsäure hierzu wird aus gebrannten Knochen abgeschieden, wie bei dieser Säure angegeben wird.

Verbindungen. Mit *Sauerstoff* vereinigt sich der Phosphor sehr leicht und bildei damit 3 Säuren. Das Rauchen und Leuchten desselben in der Luft beruht auf seiner Oxydation zu phosphoriger Säure. Wegen dieser leichten Oxydirbarkeit ist er stets unter Wasser aufzubewahren. — Erhitzt man den Phosphor in der Luft, so entzündet er sich und verbrennt mit stark leuchtender Flamme zu Phosphorsäure, die einen weissen Rauch bildet und sich zu einem

100 Gewichtstheile ausgebrannter [illegible] enthalten:

Brennstoff [illegible] (Knorpel) -- 33
Kalkerde 67

Die 67 [illegible] enthalten

[illegible] kohlensauren Kalk

34 [illegible] anderen [illegible] Kalk

Die [illegible] enthalten

12 Phosphor } [illegible] } 27 Phosphorsäure
23 Calcium } [illegible] } 32 Kalk (phosphorsaurer)
24 Sauerstoff

Angezündet brennt der Phosphor in gewöhnlicher Temperatur,
100 Phosphor nehmen auf
75 Sauerstoff, bilden
175 phosphorige Säure

Bei der Verbrennung mit Flamme nehmen 100 Theile Phosphor [illegible] Theile Sauerstoff [illegible]

Kalk, (Phosphor (Wasserstoff (Sauerstoff (Phosphor

festen weissen, in feuchter Luft rasch zerfliessenden Körper verdichtet. Diese Entzündung ist schon durch Reiben des Phosphors, oder indem man ihn unvorsichtigerweise zwischen den warmen Fingern hält, oder durch Aufstreuen pulverförmiger Körper, zu bewirken. — Der Phosphor kann also bei zwei verschiedenen Temperaturen verbrennen und dabei ungleiche Mengen von Sauerstoff aufnehmen, die sich auf dieselbe Menge von Phosphor, wie 3 : 5 verhalten.

Phosphorwasserstoff. Phosphor und Wasserstoff vereinigen sich in mehreren Proportionen, aber die Vereinigung ist nicht unmittelbar zu bewirken. Die merkwürdigste Verbindung ist das Phosphorwasserstoffgas, PH^3, am leichtesten entstehend durch Erhitzen von Phosphor mit gelöschtem Kalk (trockenem Kalkhydrat), dessen Wassergehalt zersetzt und der dabei in phosphorsauren Kalk verwandelt wird. — Farbloses Gas von unangenehmen, knoblauchartigem Geruch und 1,185 spec. Gewicht. Ausgezeichnet durch die Eigenschaft, sich von selbst an der Luft zu entzünden und zu Phosphorsäure und Wasser zu verbrennen. Diese Selbstentzündlichkeit, die es nach längerer Aufbewahrung verliert, rührt von einer Spur eines darin abgedunsteten anderen Phosphorwasserstoffs, PH^2, her, der durch starke Abkühlung des Gases als ein klares, sehr flüchtiges, an der Luft von selbst sich entzündendes Liquidum condensirbar ist. — Ein nicht selbstentzündliches Gas erhält man stets durch Erhitzen einer concentrirten Auflösung von phosphoriger oder von unterphosphoriger Säure in Wasser, wobei letzteres zersetzt und die Säure in Phosphorsäure umgewandelt wird. Durch einen brennenden Körper ist dieses Gas aber leicht entzündlich. Mehrere Metalle, in Phosphorwasserstoffgas erhitzt, entziehen ihm den Phosphor und lassen das $1\frac{1}{2}$fache Volumen reines Wasserstoffgas zurück.

Eine Verbindung von Phosphor mit *Stickstoff* ist nicht bekannt (siehe Ammoniak).

Mit *Schwefel* lässt sich der Phosphor in mehreren Verhältnissen verbinden (s. Sulfide).

Der meiste Phosphor dient zur Verfertigung der Reibfeuerzeuge. Er wurde 1669 von Brandt zufällig entdeckt

und von ihm aus dem Harn, der phosphorsaure Salze enthält, dargestellt. 1769 entdeckten Gahn und Scheele den Phosphorsäuregehalt der Knochen.

8. Arsenik.

Vorkommen. Gediegen; als Arseniksäure verbunden mit Basen, seltener als arsenige Säure; als Schwefelarsenik und vorzüglich in Verbindung mit mehreren Metallen.

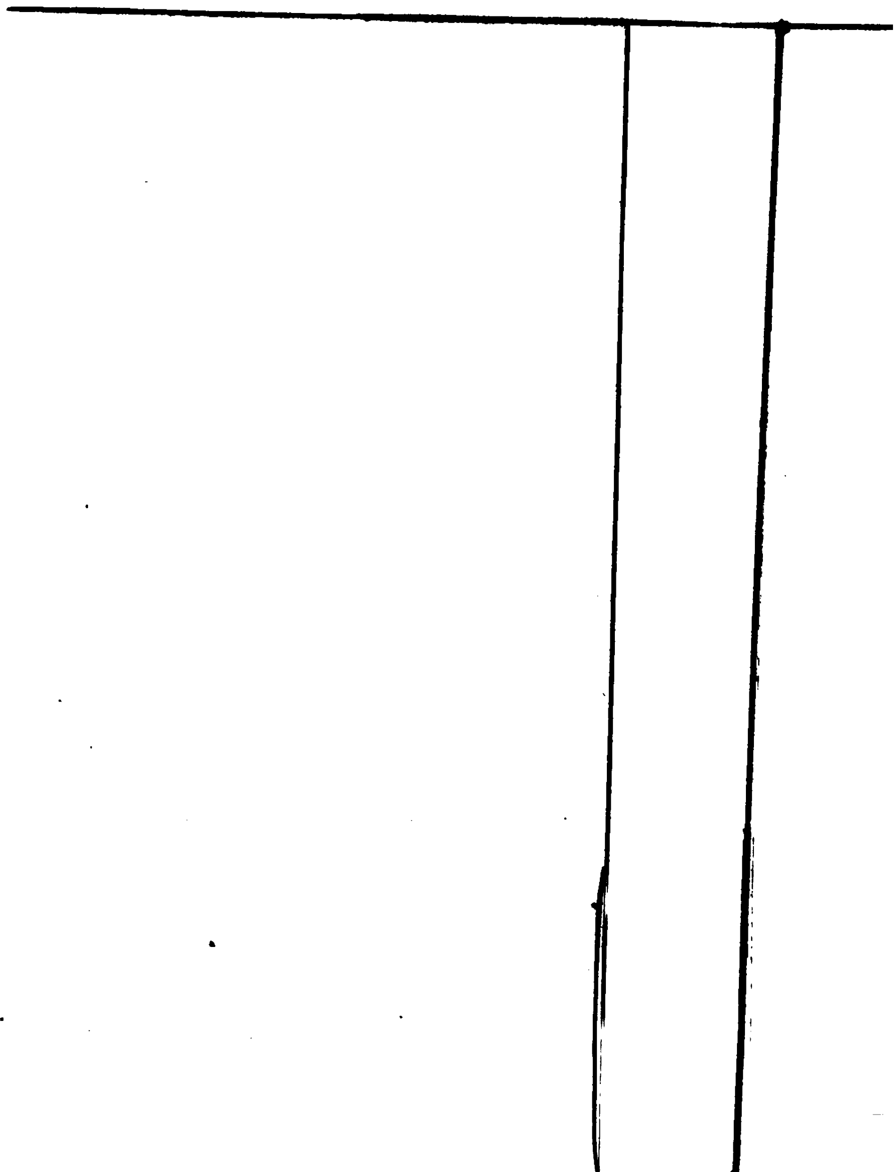
Darstellung. Durch Sublimation von arseniger Säure mit Kohle, oder im Grossen durch Destillation des Arsenikkieses, einer häufig vorkommenden metallischen Verbindung von Schwefeleisen mit Arsenikeisen, $FeAs+FeS^2$, welche dabei in Einfach-Schwefeleisen, FeS, und sich sublimirendes Arsenik zerfällt. Im Handel unter dem älteren Namen *Cobaltum* bekannt.

Eigenschaften. Stahlfarben, stark glänzend, von blättrig krystallinischem Gefüge, 5,63 spec. Gewicht; spröde; verliert an der Luft seinen Glanz und wird schwarz (von Suboxyd?). Verflüchtigt sich beim Erhitzen, ohne zu schmelzen und condensirt sich aus dem gasförmigen Zustand in rhomboëdrischen, glänzenden Krystallen. Sein Dampf riecht eigenthümlich knoblauchartig. — In seinen Verbindungsverhältnissen sehr ähnlich dem Phosphor.

Mit dem *Sauerstoff* bildet das Arsenik 2 Säuren, die Arseniksäure und die arsenige Säure (siehe Säuren). In Sauerstoffgas erhitzt, verbrennt es mit weisser Flamme zu weisser, krystallisirbarer arseniger Säure.

Arsenikwasserstoff, AsH^3, ist ein farbloses, knoblauchartig riechendes, sehr giftiges, unter stärkerem Druck zu einem Liquidum condensirbares Gas von 2,69 spec. Gewicht. Leicht entzündlich und mit blaulicher Flamme zu Wasser und arseniger Säure verbrennend. Durch ein schwach glühendes Glasrohr geleitet, wird es vollständig zerlegt, und das Arsenik als glänzender, metallischer Spiegel abgeschieden.

Das Arsenikwasserstoffgas bildet sich, wenn man eine durch Zusammenschmelzen der Bestandtheile bereitete Verbindung von Zink und Arsenik, Zn^3As, sich in verdünnter



Schwefelsäure auflösen lässt, oder wenn sich Zink in verdünnter Schwefelsäure auflöst, welche arsenige Säure aufgelöst enthält.

Schwefelarsenik, siehe Sulfide.

Mehrere Verbindungen des Arseniks sind schon seit den ältesten Zeiten bekannt. Das meiste Arsenik wird in Form von arseniger Säure angewendet.

9. Antimon.

Vorkommen. Selten gediegen oder als antimonige Säure; am häufigsten in Verbindung mit Schwefel.

Gewinnung. Das natürlich vorkommende Schwefelantimon (Grauspiessglanzerz), nachdem es durch Erhitzen aus dem Gestein, worin es sich eingewachsen findet, ausgeschmolzen ist, wird im gepulverten Zustande so lange an der Luft erhitzt, bis aller Schwefel verbrannt und das Antimon oxydirt ist. Dieses Oxyd wird in mässiger Glühhitze mit Kohle und Pottasche zusammengeschmolzen und dadurch reines Antimon erhalten. Im Kleinen erhält man es am besten durch Zusammenschmelzen von 100 Theilen Schwefelantimon mit 42 Th. Eisenfeile, 10 Th. wasserfreiem schwefelsaurem Natron und 2 Th. Kohlenpulver.

Eigenschaften. Vollkommen metallglänzend, fast zinnweiss, von sehr krystallinischem, blättrigem Gefüge, 6,7 spec. Gewicht; spröde und leicht zu pulvern, bei ungefähr 450° Glühhitze schmelzbar, beim Erstarren in Rhomboëdern krystallisirend; in sehr hoher Temperatur flüchtig. An der Luft bleibt es blank, aber glühend geschmolzen, entzündet es sich und verbrennt zu antimoniger Säure, die sich als weisser, geruchloser Rauch verflüchtigt. Es bildet ausserdem eine Antimonsäure (s. Säuren).

Antimonwasserstoffgas, $\text{-Sb}\text{H}^3$. Entsteht auf ganz ähnliche Weise wie das Arsenikwasserstoffgas. Farbloses Gas von eigenthümlichem Geruch; brennt mit weisser, rauchender Flamme; durch eine glühende Röhre geleitet zerfällt es in Wasserstoffgas und in Antimon, welches sich als glänzender Metallspiegel abscheidet.

Die Verbindungen des Antimons mit *Schwefel* siehe bei den Sulfiden.

Mehrere Verbindungen des Antimons sind wichtige Arzneimittel, andere haben technische Anwendungen. Das reine Antimon ist erst seit dem Ende des 15ten Jahrhunderts bekannt.

10. Chlor.

Vorkommen. In grosser Menge und sehr verbreitet; niemals in freiem Zustande, stets in Verbindung, hauptsächlich mit Natrium als Kochsalz (Steinsalz, Seesalz).

Eigenschaften. Blass grüngelbes Gas, von eigenthümlichem, erstickendem Geruch, von sehr nachtheiliger Wirkung auf die Athmungsorgane. Spec. Gewicht 2,44. Es ist ein coërcibeles Gas; unter einem Druck von 4 Atmosphären bei + 15°, oder bis zu — 40° abgekühlt, verdichtet es sich zu einer dunkelgelben Flüssigkeit, die 1,38 spec. Gewicht hat, also schwerer als Wasser und mit diesem nicht mischbar ist, und bei Aufhebung des Drucks wieder gasförmig wird. Erstarrt nicht, selbst bei einer Kälte von — 110°.

Darstellung. Aus Salzsäure (der Verbindung von Chlor mit Wasserstoff) durch Erwärmen mit Maganşuperoxyd (Braunstein), wobei sich der Sauerstoff dieses letzteren mit dem Wasserstoff des Chlorwasserstoffs zu Wasser, und das Mangan mit der Hälfte des frei werdenden Chlors verbindet, während die zweite Hälfte des letzteren als Gas weggeht. — Oder aus einem erwärmten Gemenge von 1 Theil Kochsalz, 1 Theil fein geriebenem Braunstein und 2 Theilen Schwefelsäure, die mit gleich viel Wasser verdünnt ist. Der Braunstein wird hierbei in schwefelsaures Manganoxydul verwandelt, und das Kochsalz in schwefelsaures Natriumoxyd, indem sein ganzer Chlorgehalt frei gemacht wird. Das Gas wird über warmem Wasser oder in einer trocknen hohen Flasche, bis auf deren Boden man die Gasröhre führt, aufgefangen. Von Quecksilber wird es absorbirt.


$MnO^2 + 2HCl = MnCl + 2HO + Cl.$

[illegible]

[illegible]

[illegible], 6[illegible]

[illegible] 39,3[illegible]

10[illegible]

Verbindungen des Chlors.

Das Chlor hat sehr starke Affinitäten, zu vielen Körpern grössere als der Sauerstoff. Es verbindet sich mit allen anderen Grundstoffen, meist direct und unter Feuer-Erscheinung*). Namentlich ist dies mit den Metallen der Fall. Viele Metalloxyde, in Chlorgas zum Glühen erhitzt, verwandeln sich, unter Sauerstoffgas-Entwickelung, in Chlor-Metalle. Verschiedene Chlorverbindungen eines und desselben Körpers werden durch die Namen Chlorür, Chlorid und Superchlorid unterschieden.

Chlorwasser. Wasser löst bei +8° über 3 Maass Chlorgas auf; grünlichgelbe Flüssigkeit, sehr stark nach Chlor riechend, herbe schmeckend. Das Chlor in dieser Auflösung zersetzt im Sonnenschein das Wasser, indem es sich mit dessen Wasserstoff verbindet und den Sauerstoff als Gas frei macht. Dieselbe Zersetzung des Wassers findet statt in Glühhitze, wenn man Chlorgas mit Wasserdampf durch ein glühendes Rohr leitet. — Bis zu 0° abgekühlt, setzt das Chlorwasser eine krystallisirende Verbindung von Chlor mit Wasser ab (Chlorhydrat), die sich bei gewöhnlicher Temperatur wieder in Chlorgas und Wasser zersetzt. In einem starken zugeschmolzenen Glasrohr zersetzt sich nur ein Theil des Hydrats, indem das übrige unter dem Druck des entwickelten Chlorgases bei gewöhnlicher Temperatur unzersetzt bleibt; aber bis zu etwa 30° erwärmt, zersetzt sich auch das übrige Hydrat in Wasser und liquides Chlor, — eine Art wie man letzteres darstellt.

Sauerstoff verbindet sich mit dem Chlor in vier Proportionen zu vier Säuren, die im Abschnitt Säuren beschrieben werden.

Chlorwasserstoff, H-Gl, ist ein farbloses, an der Luft rauchendes Gas; es entsteht durch unmittelbare Vereinigung der beiden Gase. 1 Maass Chlorgas verbindet sich mit 1 Maass Wasserstoffgas zu 2 Maass Chlorwasserstoffgas, im gewöhnlichen Tageslicht allmählig, im directen Sonnenlicht

*) Nur von dem Fluor ist noch keine Chlorverbindung bekannt.

oder bei Glühhitze oder durch den electrischen Funken unter Feuer-Erscheinung mit Explosion. Im Dunkeln geht keine Vereinigung vor sich (siehe Wasserstoffsäuren).

Chlorstickstoff, NCl^3. Gelbe, in Wasser unlösliche Flüssigkeit, die darin in ölförmigen Tropfen zu Boden sinkt, von sehr reizendem Geruch, sehr flüchtig. Ausgezeichnet durch ihre, mit der gefährlichsten Explosion sehr leicht und plötzlich stattfindende Zersetzbarkeit in Stickgas und Chlorgas. — Bildet sich nicht durch unmittelbare Berührung der beiden Elemente. (S. Ammoniak.)

Chlorschwefel. Chlor und Schwefel vereinigen sich in mehreren Verhältnissen. Die Vereinigung geht unmittelbar und unter Wärme-Entwickelung vor sich. Diese Verbindungen sind alle Flüssigkeiten. Am leichtesten entsteht die mit dem geringsten Chlorgehalt, das *Chlorür*, S^2Cl, eine rothgelbe Flüssigkeit, von unangenehmem, erstickendem Geruch, an der Luft rauchend, bei 138° siedend, von 1,687 spec. Gewicht. Zersetzt sich mit Wasser, in Chlorwasserstoff, schweflige Säure und Schwefel. Löst in der Wärme viel Schwefel auf, der beim Erkalten daraus in grossen Krystallen anschiesst. — Aehnliche Verbindungen bilden Selen und Tellur.

Chlorphosphor. Der Phosphor vereinigt sich unter Feuer-Erscheinung mit Chlorgas, und kann sich mit demselben in zwei Verhältnissen verbinden, in denen sich, auf dieselbe Menge Phosphor, die Chlormengen verhalten wie 3 : 5; sie sind also proportional zusammengesetzt der phosphorigen und der Phosphorsäure. Die eine Verbindung, die mit dem geringsten Chlorgehalt, das *Chlorür*, PCl^3, ist eine wasserklare, stark rauchende, bei 78° siedende Flüssigkeit von 1,45 spec. Gewicht, und entsteht, wenn Phosphor im Ueberschuss in Chlorgas erwärmt wird. — Der Chlorphosphor mit dem grössten Chlorgehalt, das *Chlorid*, PCl^5, ist ein fester, weisser, krystallinischer Körper, ebenfalls sehr flüchtig, in der Luft stark rauchend und von sehr reizendem Geruch; entsteht, wenn man in den flüssigen bis zur Sättigung Chlorgas leitet.

Beide Verbindungen zersetzen sich unter starker Er-

n Wasser; d
se und phos
äure und
unnk. Ae
on 132° —
ertasserst.
mindet ver
Chlorarsenik
enfernen. Da
ohet an Ch
Dieses ist ein
Flüssigkeit
ung in Chlor
torie. So C
: fie in ger
an Mi Wa

Ehler hat die
Thier- und P
n verändern.
en Materien, n
zeih, und co
n Untersuchunge
lige Anwendung
ie Chlorwasser
u. zum Bereiten
1 fader Geruc
e Erarie desse
Bereiten der
ten Materien
Wasser amz
eine Oxydation
äpfelöst, wäre
n Schwefelsäure
Wasser im 177
u bis 1810 fa
ß es früher e

hitzung mit Wasser; die flüssige gerade auf in Chlorwasserstoffsäure und phosphorige Säure; die feste in Chlorwasserstoffsäure und Phosphorsäure.

Chlorarsenik, $AsCl^3$, ist eine wasserklare, schwere, rauchende, bei 132° siedende Flüssigkeit, die sich mit Wasser in Chlorwasserstoff und arsenige Säure zersetzt. Das Arsenik entzündet sich von selbst im Chlorgas und verbrennt zu Chlorarsenik. $AsCl^5$ ist nicht bekannt.

Chlorantimon. Das Antimon in Pulverform entzündet sich von selbst im Chlorgas und verbrennt zu Chlorid, $SbCl^5$. Dieses ist eine farblose, schwere flüchtige, stark rauchende Flüssigkeit. Zersetzt sich mit Wasser unter starker Erhitzung in Chlorwasserstoff und Antimonsäure. Das Antimonchlorür, $SbCl^3$, ist eine krystallinische, farblose Substanz, die in gelinder Wärme schmilzt, in stärkerer überdestillirt. Mit Wasser zersetzt es sich (s. antimonige Säure).

Das Chlor hat die Eigenschaft, die meisten organischen Körper (Thier- und Pflanzenstoffe) in ihrer Zusammensetzung zu verändern, daher auch die Pflanzenfarben, die riechenden Materien, die sich von faulen organischen Stoffen entwickeln, und die bei gewissen Krankheiten sich erzeugenden Ansteckungsstoffe zu zerstören. Hierauf beruht die sehr wichtige Anwendung, sowohl des gasförmigen Chlors, als auch des Chlorwassers, und besonders des sogenannten Chlorkalks, zum Bleichen der Zeuge und des Papiers, zum Zerstören fauler Gerüche und ansteckender Krankheitsstoffe. Die Ursache dieser Wirkung beruht auf dem grossen Vereinigungsstreben des Chors zum Wasserstoff, indem es entweder jenen Materien Wasserstoff entzieht, oder diesen aus dem Wasser aufnimmt und durch den freiwerdenden Sauerstoff eine Oxydation bewirkt. Schweflige Säure, in Wasser aufgelöst, wird aus demselben Grunde durch Chlor sogleich zu Schwefelsäure oxydirt.

Das Chlor ist 1774 von Scheele entdeckt worden; weil man es bis 1810 für einen zusammengesetzten Körper hielt, wurde es früher oxydirte Salzsäure genannt.

11. Brom.

Vorkommen. In relativ nur kleiner Menge, stets gebunden und stets in Begleitung von Chlorverbindungen, im Meerwasser und im Wasser aller Salzquellen; in der grössten Menge bis jetzt im Wasser des todten Meeres. Sehr selten als Bromsilber.

Eigenschaften. Schwarze Flüssigkeit, in dünnen, Schichten hyacinthroth; von höchst durchdringendem, widrigem Geruch, ähnlich dem vom Chlor; die Haut gelb färbend und zerstörend; von 2,97 spec. Gewicht; bei — 7°,3 erstarrt es zu einer dunkel bleigrauen krystallinischen Masse. Es verflüchtigt sich schon bei gewöhnlicher Temperatur sehr leicht als tief rothgelbes Gas, und siedet schon bei + 63°. Das spec. Gewicht seines Gases ist 5,39. In Wasser nur wenig löslich, mit rothgelber Farbe.

Gewinnung. Aus den Mutterlaugen der Salinen, ganz so wie die Darstellung des Chlors.

Verbindungen. In seinem Verhalten zu den anderen Körpern ahmt das Brom das Chlor so vollkommen nach, dass alles von diesem Gesagte auch auf jenes anwendbar ist. Die meisten Bromverbindungen sind in ihren Eigenschaften den entsprechenden Chlorverbindungen so ähnlich, dass sie äusserlich nicht von einander zu unterscheiden sind. Auch sind Chlor und Brom isomorph (S. 14, §. 33). Aus seinen Verbindungen wird das Brom durch Chlor ausgetrieben.

Das Brom ist 1826 von Balard im Wasser des Mittelländischen Meeres entdeckt worden.

12. Jod.

Vorkommen. In noch kleinerer Menge als Brom, aber, wie es scheint, sehr verbreitet; niemals im freien Zustande; meist in Begleitung von Chlor, im Meerwasser, in Seepflanzen (Fucusarten), Seethieren (z. B. Badeschwamm), in manchem Steinsalz, in Salzsoolen und Mineralquellen. Sehr selten als Jodsilber.

[illegible]

Eigenschaften. Fester Körper, grauschwarz, undurchsichtig, halb metallisch glänzend, leicht krystallisirend in Rhombenoctaëdern; sehr weich; von 4,984 spec. Gewicht; verdunstet schon bei gewöhnlicher Temperatur und riecht ähnlich wie Chlor, schmeckt scharf und ist giftig; färbt die Haut bräunlichgelb. Schmilzt bei + 107°, kommt bei + 180° in's Sieden, und bildet ein tief violettes Gas, welches sich bei der Abkühlung zu glänzenden Krystallen verdichtet. Spec. Gewicht des Jodgases 8,7. In Wasser sehr wenig löslich, mit gelbbrauner Farbe.

Gewinnung. Aus Kelp und Varec, der Asche jener Seepflanzen. Aus dem darin enthaltenen Jodnatrium wird durch Behandlung mit Braunstein und Schwefelsäure das Jod frei gemacht.

Verbindungen. Ihre Bildung und Eigenschaften ganz analog denen des Chlors und Broms, mit denen das Jod isomorph ist. Seine Affinitäten sind schwächer als die der letzteren.

Das Jod hat die Eigenschaft, die Stärke tief blau zu färben, wodurch die Gegenwart unendlich kleiner Mengen freien Jods entdeckt werden kann.

Das Jod ist 1811 von Courtois entdeckt und von Gay-Lussac als Grundstoff erkannt worden. Es wird hauptsächlich als Medicament und zur Photographie angewendet.

13. Fluor.

Vorkommen. Vorzüglich im Flussspath, einer Verbindung von Fluor mit Calcium, und in einigen anderen seltneren Mineralien.

Das Fluor scheint in seinen Affinitäten fast alle anderen Körper zu übertreffen, und es ist bis jetzt noch nicht gelungen, dasselbe zu isoliren, seine Eigenschaften im freien Zustand sind also noch unbekannt. Allein man kennt sehr viele Verbindungen von ihm, indem es sich durch wechselseitige Zersetzungen aus einer in die andere übertragen lässt. Sie verhalten sich im Allgemeinen analog

denen des Chlors. Unter den vorhergehenden Metalloïden kennt man nur seine Verbindung mit dem Wasserstoff genau, ein in ausserordentlicher Menge in Wasser lösliches Gas, ausgezeichnet durch die Eigenschaft, unter Erhitzung das Glas zu zersetzen (s. Wasserstoffsäuren).

14. Kohlenstoff.

Vorkommen. Eines der in grösster Häufigkeit vorkommenden Elemente. Im freien Zustande als Diamant und als Graphit; mit Sauerstoff verbunden als Kohlensäure, welche theils frei, vorzüglich aber an Basen gebunden vorkommt, namentlich an Kalkerde, damit die Kalksteingebirge bildend. Er ist ferner der charakteristischte und wesentlichste Bestandtheil aller organischen Körper.

Eigenschaften. Der Kohlenstoff kann zweierlei allotropische Zustände annehmen; in dem einen ist er farblos und durchsichtig und bildet den Diamant, in dem anderen ist er schwarz und undurchsichtig und bildet, in krystallinischer Form den Graphit, in amorpher die gewöhnliche Kohle. In jedem Zustand ist er ein geschmack- und geruchloser, vollkommen feuerbeständiger, erst in hoher Temperatur oxydirbarer Körper.

1. *Diamant.* Er ist vollkommen reiner und dabei krystallisirter Kohlenstoff. Seine Grundform ist das reguläre Octaëder, nach dessen Flächen er spaltbar ist; die Krystalle haben gewöhnlich gekrümmte Flächen und Kanten. Er hat einen eigenthümlichen, ausgezeichneten Glanz und bricht sehr stark das Licht. Theils ist er vollkommen farblos und durchsichtig, theils verschieden gefärbt, selbst schwarz. Spec. Gewicht 3,5. Der härteste aller Körper. Nichtleiter der Electricität. Lässt sich in Sauerstoffgas entzünden, und verbrennt ohne Rückstand zu Kohlensäure. Einer sehr hohen Temperatur ausgesetzt, verwandelt er sich in schwarze Kohle. — Vorkommen: Hindostan, Borneo, Brasilien und am Ural, theils eingewachsen in Conglomerat, meist lose im Schuttlande und im Sande der Flüsse.

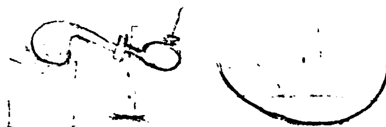
In 100 Flußspath (Fluorcalcium)

Fluor	48,7
Calcium	51,3

In 100 Theilen kohlensaurem Kalk sind enthalten

Kohlenstoff	11 – 12	oder	Kohlensäure – 43,6
Calcium	[illegible]		
Sauerstoff	48		Calciumoxyd – 56,2

In 100 trockenem Holz		trockenen Muskelfasern	
Kohlenstoff	44,4	[illegible]	5[illegible],5
Wasserstoff	6,2	Wasserstoff	7,0
Sauerstoff	49,4	Sauerstoff	22,4
[illegible]	100,0	Stickstoff	15,5
		Schwefel	1,6



2. *Graphit* (Reissblei). Ebenfalls reiner krystallinischer Kohlenstoff, in Formen des rhomboëdrischen Systems krystallisirend; zuweilen eisenhaltig. Grauschwarz, metallisch glänzend, völlig undurchsichtig, theils dicht, feinschuppig, sehr weich, abfärbend und schreibend, theils glimmerartig blätterig. Spec. Gewicht 1,84. Leitet die Electricität. In Sauerstoffgas schwerer verbrennbar als Diamant zu Kohlensäure. Findet sich als Mineral und bildet sich beim Schmelzen des Eisens in Berührung mit amorpher Kohle, die sich im Eisen auflöst und beim Erstarren desselben als Graphit krystallinisch ausscheidet. Anwendung zu Bleistiften, Tiegeln und zum Eisenschwärzen.

Organische Kohle. Alle organischen Stoffe werden in der Glühhitze zerstört, und der grösste Theil ihres Kohlenstoffgehalts bleibt, bei Ausschluss der Luft, als organische Kohle amorph zurück. So die gewöhnliche *Holzkohle,* erhalten durch Verkohlung des Holzes in Meilern oder eigenen Oefen; die *Coaks,* erhalten durch Destillation der Steinkohlen.

Die äussere Beschaffenheit der organischen Kohle ist sehr verschieden und hängt von dem Aggregatzustand ab, den der Stoff, woraus sie entstand, im Augenblick der Zersetzung hatte. Steinkohle, hartes und weiches Holz, Zucker, Oel, liefern alle verschieden aussehende Kohle, bei wesentlich gleicher innerer Natur. Immer ist die organische Kohle schwarz und undurchsichtig, amorph; theils bildet sie ein zartes Pulver, meist feste, poröse Massen; zuweilen ist sie ganz dicht und halb metallglänzend. Als gewöhnliche Holzkohle schlechter Wärmeleiter, dagegen Leiter für die Electricität. Verwandelt sich in sehr hoher Temperatur in Graphit.

In Folge ihrer Porosität hat sie die Eigenschaft, unter Wärme-Entwickelung gasförmige Körper zu absorbiren, und besonders von gewissen Gasen das Vielfache ihres Volumens in sich zu verdichten.

Sie hat ferner die Eigenthümlichkeit, viele Stoffe der verschiedensten Natur aus ihren Auflösungen anzuziehen und auf sich zu befestigen, namentlich auch gefärbte und

riechende Stoffe organischen Ursprungs; daher ihre Anwendung zur Entfärbung von Flüssigkeiten, zur Wegnahme des Geschmacks von faulem Wasser, zur Conservation von Fleisch etc.

Die Kohle ist von sehr ungleicher Brennbarkeit, je nach dem ungleichen Grade ihrer Dichtigkeit. Grössere Massen sehr feinen Kohlenpulvers können sich sogar von selbst entzünden, in Folge jener Eigenschaft, unter Wärmeentwickelung Luft und Wassergas einzusaugen. — Die gewöhnliche Kohle hinterlässt beim Verbrennen fremde Bestandtheile als Asche (vergl. S. 30).

Die sogenannte *thierische Kohle* entsteht durch Verkohlung von stickstoffhaltigen organischen Stoffen. Meist von geschmolzenem Ansehen und glänzend, schwerer verbrennbar als Holzkohle. Von dieser hauptsächlich verschieden durch einen Gehalt an Stickstoff, der erst in sehr hoher Temperatur weggeht. Sie besitzt in noch höherem Grade, als die Pflanzenkohle, die Eigenschaft, aufgelöste Stoffe zu fällen, daher ihre bedeutende Anwendung als *Beinschwarz* (schwarz gebrannte und gepulverte Knochen) bei der Zucker-Raffination.

Verbindungen des Kohlenstoffs.

Mit dem *Sauerstoff* vereinigt sich der Kohlenstoff in mehreren Verhältnissen, und in der Glühhitze hat er zu ihm ein grösseres Vereinigungsstreben, als die meisten übrigen Stoffe; in der Glühhitze entzieht er z. B. den meisten Metalloxyden den Sauerstoff; durch Glühen mit Kohle kann aus der Phosphorsäure der Phosphor abgeschieden werden. Mit der kleinsten Menge Sauerstoff bildet der Kohlenstoff das Kohlenoxydgas, und mit der grössten Menge oder doppelt so viel Sauerstoff die Kohlensäure, ebenfalls ein Gas, das beim Verbrennen jeder Kohlenart in der Luft oder in Sauerstoffgas entsteht. Indem sich 1 Maass Sauerstoffgas, durch Verbrennen von Kohle darin, in Kohlensäuregas verwandelt, verändert es seinen Umfang nicht. Aus dem specifischen Gewicht des Kohlensäuregases, = 1,529, lässt sich

daher die Zusammensetzung der Kohlensäure dem Gewichte nach leicht bestimmen. Dem Volumen nach besteht das Kohlensäuregas aus 1 Vol. Sauerstoffgas und ½ Vol. Kohlenstoffgas, verdichtet zu 1 Volumen. Oder es besteht aus 1 Aequivalent Kohlenstoff und 2 Aeq. Sauerstoff.

Verbindungen des Kohlenstoffs mit Wasserstoff.

Der Kohlenstoff geht mit dem Wasserstoff sehr viele Verbindungen ein, und bildet damit feste, flüssige und gasförmige Körper. Keine dieser Verbindungen kann durch unmittelbare Vereinigung der Elemente hervorgebracht werden. Sie gehören alle zufolge ihrer Bildungs- und Zusammensetzungsweise in das Gebiet der organischen Chemie. Nur zwei davon sollen hier vorläufig kurz beschrieben werden.

1. *Grubengas*, Sumpfgas. Dieser Kohlenwasserstoff ist ein farbloses, geruchloses Gas, von 0,552 spec. Gewicht, brennbar mit wenig leuchtender Flamme. 1 Maass dieses Gases, mit Sauerstoffgas gemengt und durch den electrischen Funken entzündet, braucht zur Verbrennung 2 Maass Sauerstoffgas, und bildet mit dem 1 Maass desselben Wasser, mit dem anderen 1 Maass Kohlensäuregas. Demnach besteht dieses Gas aus:

	also in 100 Gewichtstheilen
2 Vol. Wasserstoffgas	25,0
½ Vol. Kohlengas	75,0
1 Vol. Grubengas	100,0.

Diese Zahlen entsprechen dem relativen Aequivalent-Verhältniss CH^2.

Das Grubengas findet sich nicht selten fertig gebildet in den Steinkohlenlagern, aus denen es sich in die Grubenluft verbreitet und diese explosiv macht (schlagende Wetter); es bildet sich ferner bei der Fäulniss von Pflanzenstoffen in Sümpfen.

2. *Oelbildendes Gas*, Leuchtgas. Dieses Kohlenwasserstoffgas, merkwürdig wegen seiner Anwendung zur Gasbeleuchtung, wird zu diesem Endzweck durch Destillation

der Steinkohlen erhalten; ferner wird es gebildet durch Erhitzen eines Gemenges von 4 Theilen concentrirter Schwefelsäure mit 1 Theil Alkohol. Der Alkohol ist so zusammengesetzt, dass man ihn als eine Verbindung von diesem Kohlenwasserstoff mit Wasser betrachten könnte.

Farbloses Gas, von eigenthümlichem Geruch, 0,967 spec. Gewicht, verbrennt mit hellleuchtender Flamme, daher seine Anwendung. Nur unter sehr hohem Druck zu einem Liquidum condensirbar. Durch eine stark glühende Röhre geleitet, wird dieses Gas in sich abscheidende, sehr dichte schwarze Kohle und in ein doppeltes Volumen Wasserstoffgas zerlegt. 1 Maass dieses Gases braucht zum Verbrennen 3 Maass Sauerstoffgas, und giebt damit 2 Maass Kohlensäuregas und Wasser. Der Wasserstoff ist also in diesem Gas mit doppelt so viel Kohlenstoff, wie im vorigen, verbunden, oder es besteht dasselbe aus:

	also in 100 Gewichtstheilen
2 Vol. Wasserstoffgas	14,29
1 Vol. Kohlengas	85,71
1 Vol. Leuchtgas	100,00.

Diese Zahlen entsprechen dem relativen Aequivalent-Verhältniss CH.

Diese Verbrennung der reinen Gase ist mit einer so heftigen Explosion verbunden, dass sie nur von starken Gefässen ausgehalten wird.

Der alte Name ölbildendes Gas bezieht sich auf die Eigenschaft dieses Kohlenwasserstoffgases, sich mit einem gleichen Volumen Chlorgas zu einer ölförmigen, farblosen, in Wasser untersinkenden, ätherisch riechenden Flüssigkeit, zu verbinden. Aehnliche Verbindungen bilden damit Brom und Jod. Die mit letzterem ist ein fester, farbloser, krystallisirender Körper. Alle entstehen durch unmittelbare Vereinigung bei gewöhnlicher Temperatur. Wird aber ein Gemenge von 1 Volumen Leuchtgas und 2 Volumen Chlorgas mit einer Flamme berührt, so verbrennt es mit rothem Feuer unter Abscheidung von schwarzer Kohle und Bildung von Chlorwasserstoff.

Zum Behuf der Gaserleuchtung wird das Kohlenwas-

serstoffgas durch Glühen von Steinkohlen in gusseisernen Cylindern entwickelt. Zur Abscheidung der entstandenen flüssigen Destillationsproducte, des Theers u. s. w., wird es zuerst durch grosse eiserne Condensatoren, und hierauf, zur Reinigung von Schwefelwasserstoff und Kohlensäuregas, durch Behälter mit gelöschtem Kalk geleitet. Von hier geht es in die grossen, durch Wasser abgesperrten Gasometer, von wo aus es durch die allgemeinen Gasröhren dahin geleitet wird, wo es zum Leuchten dienen soll. Dieses Steinkohlengas ist niemals reines ölbildendes Gas, sondern enthält stets mehr oder weniger Grubengas und darin abgedunstete liquide Kohlenwasserstoffarten. — Eine andere vortheilhafte Bereitungsweise zur Gasbeleuchtung besteht darin, dass man Fichtenharz, Holztheer, wohlfeile Fette, namentlich Thran, bei Glühhitze zersetzt, indem man sie in glühende Apparate von Gusseisen fliessen lässt.

Kohlenstoff und Stickstoff.

Beide Stoffe lassen sich auf keine Weise direct mit einander verbinden, aber unter gewissen Umständen kann eine sehr merkwürdige Verbindung zwischen beiden hervorgebracht werden. Sie ist ein Gas; in Bezug auf ihre Eigenschaft, in Verbindung mit Eisen eine schöne, blaue Farbe, das Berlinerblau, zu bilden, nennt man sie *Cyan*.

Bildung und Darstellung. Aus freiem Stickgas und Kohle entsteht Cyan, wenn ein Metall gegenwärtig ist, mit dem das Cyan bei der zu seiner Bildung erforderlichen hohen Temperatur eine feuerbeständige Verbindung bilden kann. Nur die Alkali-Metalle, Kalium und Natrium, sind hierzu geeignet. Glüht man ein inniges Gemenge von kohlensaurem Kaliumoxyd und Kohle bei sehr starker Weissglühhitze in einem Strom von Stickgas, so wird dieses gebunden und das Salz vollständig in Cyankalium verwandelt, indem der Sauerstoff des Kaliumoxyds und die Kohlensäure mit einem anderen Theil Kohle Kohlenoxydgas bilden.

Die gewöhnlichste Erzeugungsweise des Cyans geschieht

mit Anwendung von Stickstoff-Verbindungen, namentlich dadurch, dass man die stickstoffhaltige Thierkohle (S. 46) oder selbst unzersetzte stickstoffhaltige organische Substanzen (wie getrocknetes Blut, Fleisch, Horn) mit kohlensaurem Kaliumoxyd (Pottasche) glüht, dessen Kaliumgehalt hierbei in Cyankalium verwandelt wird.

Wird das Cyankalium mit verdünnter Schwefelsäure destillirt, so wird, unter Wasser-Zersetzung, schwefelsaures Kaliumoxyd und Cyanwasserstoff gebildet, welcher in Wasser aufgelöst überdestillirt. Wird in diese Flüssigkeit rothes Quecksilberoxyd gebracht, so wird es aufgelöst, indem es sich mit dem Cyanwasserstoff wechselseitig zersetzt in Wasser und Cyanquecksilber, welches beim Verdunsten der Lösung in farblosen Krystallen erhalten wird.

Oder wird das Cyankalium in Wasser gelöst und die Lösung mit einer gemischten Lösung von Eisenchlorür und Eisenchlorid vermischt, so entsteht Chlorkalium, welches aufgelöst bleibt, und die Verbindung von Cyan mit Eisen (das Berlinerblau), welche sich als blauer Niederschlag unlöslich abscheidet. Wird das Cyaneisen mit Quecksilberoxyd und Wasser vermischt und die Masse zum Sieden erhitzt, so zersetzen sich die beiden ersteren zu unlöslichem Eisenoxyd-Oxydul und Cyanquecksilber, welches sich in dem Wasser auflöst.

Das Cyanquecksilber ist das Material, woraus das Cyan isolirt erhalten werden kann, weil es sich beim Erhitzen ähnlich wie das Quecksilberoxyd verhält und sich in Quecksilber und gasförmiges Cyan zerlegt, welches man, weil es in Wasser löslich ist, über Quecksilber aufsammeln muss*).

Eigenschaften. Farbloses Gas, von ganz eigenthümlichem, höchst durchdringendem Geruch und 1,80 spec.

*) Durch die Wirkung der Wärme wird hierbei stets ein kleiner Theil Cyan in einen schwarzbraunen amorphen Körper verwandelt, welcher aus Kohlenstoff und Stickstoff in demselben relativen Verhältniss wie im Cyan besteht und bei Glühhitze zu Cyangas wird. Man hat ihn *Paracyan* genannt. In dieser Form scheint der Stickstoff in der Thierkohle enthalten zu sein.

Gewicht; zu etwa $\frac{1}{6}$ zusammengedrückt, oder bis zu — 18° abgekühlt, bildet es eine farblose Flüssigkeit, die bei — 40° erstarrt. Wasser löst $4\frac{1}{2}$ Maass Cyangas auf, und nimmt dadurch seinen Geruch und stechenden Geschmack an, zersetzt sich aber bald damit unter Bildung verschiedener Producte. Ueber glühendes Eisen geleitet, wird es zersetzt, in Stickgas und Kohle. Ueber glühendes Kupferoxyd geleitet, liefert es, unter Abscheidung des Kupfers, ein Gasgemenge, welches aus 2 Volumen Kohlensäuregas und 1 Volumen Stickgas besteht. Das Cyangas ist entzündlich und verbrennt mit purpurrother Flamme. 1 Maass Cyangas braucht zur Verbrennung 2 Maass Sauerstoffgas, und giebt dabei 3 Maass Gas, welches aus 2 Maass Kohlensäuregas und 1 Maass Stickgas besteht.

Das Cyangas besteht demnach aus:

	Vol.	Aeq.	Proc.
Kohlenstoff	1	2	46,2
Sitckstoff .	1	1	53.8
		1 $C^2\mathrm{N}$ oder Cy = 325	100,0

Verbindungen des Cyans. Das Cyan ist dadurch so merkwürdig, dass es, obgleich ein zusammengesetzter Körper, sich zu den Grundstoffen wie ein einfacher, dem Chlor ganz analoger Körper verhält und mit den meisten Verbindungen eingeht.

Mit dem Sauerstoff bildet das Cyan eine Säure, die Cyansäure (siehe Säuren).

Mit dem Wasserstoff bildet es den Cyanwasserstoff, bekannt als eines der stärksten Gifte unter dem Namen Blausäure. Auch mit dem Schwefel geht es Verbindungen ein (siehe Säuren).

Chlorcyan. Leitet man zu befeuchtetem oder in Wasser gelöstem Cyanquecksilber Chlorgas, so entsteht Chlorquecksilber und Chlorcyan, welches ein farbloses, sehr giftiges Gas ist, von unerträglich heftigem, die Augen stark angreifendem Geruch und 2,124 spec. Gewicht. Bei — 18° verdichtet es sich zu farblosen Krystallen; bei — 15° schmelzen diese zu einer Flüssigkeit, die schon bei — 12° siedet.

Vom Wasser wird dieses Gas in Menge aufgelöst, ohne zersetzt zu werden.

Schüttet man flüssigen Cyanwasserstoff in ein Gefäss voll trocknen Chlorgas, und setzt dasselbe dem Sonnenschein aus, so entsteht Chlorwasserstoffgas und ein Chlorcyan, welches ein fester, in Prismen krystallisirender Körper ist, der einen scharfen, mäuseartigen Geruch besitzt, bei + 140° schmilzt und sich bei + 190° sublimirt. Mit kochendem Wasser zersetzt es sich in Chlorwasserstoff und in Cyanursäure (s. diese). — Beide Arten Chlorcyan haben gleiche procentische Zusammensetzung. Aus dem spec. Gewicht des gasförmigen geht hervor, dass es in 1 Volumen ½ Vol. Chlor und ½ Cyan enthält, dass es also aus 1 Aeq. Chlor und 1 Aeq. Cyan besteht = $CyCl$. Da aber das spec. Gewicht des festen in Gasform 6,39, also 3mal so hoch, gefunden worden ist, so folgt hieraus, dass es in 1 Aeq. die 3fache Aequivalentmenge an Elementen enthält, also Cy^3Cl^3 ist (vergl. S. 16, §. 35).

Bromcyan. $CyBr$. Farblose flüchtige, heftig riechende Krystalle.

Jodcyan. CyI. Feine, weisse, seidenglänzende Prismen von sehr heftigem Geruch; sehr flüchtig. Entsteht durch gelindes Erwärmen von Cyanquecksilber mit Jod.

Das Cyan verbindet sich ferner mit den meisten Metallen, von welchen Verbindungen mehrere auch durch ihre technischen Anwendungen von grosser Wichtigkeit sind. Das Cyan wurde 1815 von Gay-Lussac entdeckt.

Kohlenstoff und Chlor.

Kohlenstoff lässt sich nicht direct mit Chlor vereinigen; Chlor ist z. B. durchaus ohne Wirkung auf weissglühende Kohle. Gleichwohl lassen sich zwischen beiden Körpern drei Verbindungen hervorbringen, zusammengesetzt nach den relativen Aequivalent-Verhältnissen CCl, C^2Cl^3 und CCl^2.

Das *Kohlensesquichlorid*, C^2Cl^3, entsteht, wenn man in die oben beschriebene Verbindung von ölbildendem Gas und Chlor bei Siedhitze Chlorgas leitet, oder wenn man

sie in einer Atmosphäre von Chlorgas, also in einer mit Chlorgas gefüllten Flasche, in den Sonnenschein stellt. In beiden Fällen verwandelt sie sich, unter Bildung von Chlorwasserstoff, in festen krystallinischen Chlorkohlenstoff. Er hat einen campherähnlichen Geruch, schmilzt bei 160°, siedet bei 180° und verdichtet sich aus seinem Gas zu glänzenden, farblosen Krystallen, so wie er auch aus seiner Lösung in Alkohol in guten Krystallen zu erhalten ist. In Wasser ist er unlöslich.

Das *Kohlenchlorür*, CGl, entsteht unter Freiwerden von Chlor, wenn man den Dampf des vorigen durch ein glühendes Rohr leitet. Es ist ein farbloses, flüchtiges, in Wasser untersinkendes Liquidum.

Das *Kohlenchlorid*, CGl^2, entsteht, unter gleichzeitiger Bildung von Chlorschwefel, wenn man ein Gemenge von Schwefelkohlenstoffdampf und Chlorgas durch ein glühendes Rohr leitet. Es ist eine farblose, ätherisch riechende Flüssigkeit von 1,56 spec. Gewicht und 77° Siedepunkt. Mit Wasser nicht mischbar.

Ueber andere Bildungsweisen und Verhältnisse dieser Körper siehe die organische Chemie.

Die Verbindung des Kohlenstoffs mit *Schwefel* siehe bei den Sulfiden.

Verbindungen des Kohlenstoffs mit *Brom, Jod, Fluor, Selen, Tellur, Phosphor, Arsenik* und *Antimon* sind noch nicht bekannt.

15. Bor.

Vorkommen. Nur oxydirt als Borsäure und wenig verbreitet; nur im Mineralreich.

Eigenschaften. Gleich dem Kohlenstoff kann das Bor dreierlei Zustände annehmen; in dem einen bildet es durchsichtige Quadratoctaëder von brauner oder gelber Farbe, in Glanz und Härte gleich dem Diamant und von 2,68 spec. Gewicht; in dem anderen bildet es vollkommen undurchsichtige, rhomboëdrische Krystalle von blass kupferrother Farbe; und in dem dritten ein grünlichbraunes amorphes Pulver. Unlöslich in Säuren und Alkalien.

Darstellung. Das amorphe Bor wird durch Erhitzen von Borsäure mit Natrium erhalten; das krystallisirte durchsichtige dadurch, dass man bei sehr hoher Temperatur Aluminium in Berührung mit amorphem Bor schmilzt und das Metall dann in Chlorwasserstoffsäure auflöst; das graphitförmige metallglänzende entsteht, wenn man Aluminium in dem Dampf von Chlorbor geschmolzen erhält.

Verbindungen.

Borsäure, BO^3, die einzige Oxydationsstufe des Bors, entsteht bei der Verbrennung des Bors in Sauerstoffgas. Das amorphe Bor ist schon in gewöhnlicher Luft leicht entzündbar. Das Bor kann nicht durch Kohle aus der Borsäure reducirt werden, sondern Bor reducirt im Gegentheil den Kohlenstoff aus der Kohlensäure bis zum Glühen erhitzter kohlensaurer Salze. (Siehe ferner Säuren.)

Stickstoffbor, BN, entsteht direct, wenn amorphes Bor bis zum Weissglühen in Stickgas erhitzt wird. (Siehe ferner Ammoniak.) Weiss, amorph, unschmelzbar, beim Glühen an der Luft mit grünem Licht lebhaft phosphorescirend. Verwandelt sich beim Glühen in Wasserdampf in Borsäure und Ammoniak, NH^3.

Schwefelbor, BS^3, entsteht direct oder durch Erhitzen von amorphem Bor in Schwefelwasserstoffgas. Weisse Masse, die sich mit Wasser unter starker Erhitzung in Borsäure und Schwefelwasserstoff verwandelt.

Chlorbor, BCl^3. Alle Arten von Bor vereinigen sich unter Feuererscheinung mit Chlor. Farbloses Liquidum von 1,35 spec. Gewicht und + 17° Siedepunkt, raucht sehr stark an der Luft und zersetzt sich mit Wasser momentan in Chlorwasserstoffsäure und Borsäure.

Fluorbor, BF^3, entsteht durch heftiges Glühen von Fluorcalcium mit Borsäure oder durch Erhitzen einen Gemenges von Borsäure, Fluorcalcium und Schwefelsäure. Farbloses Gas, an der Luft dicke, weisse Nebel bildend, mit Wasser sich zersetzend.

Das amorphe Bor wurde 1808 von Gay-Lussac

und Thenard, das krystallisirte 1856 von H. Sainte-Claire-Deville und W. entdeckt.

16. Silicium (Kiesel).

Vorkommen. Nächst dem Sauerstoff das in der grössten Menge und Verbreitung vorhandene Element, findet sich aber nur oxydirt als Kieselsäure, die einen Bestandtheil eines grossen Theils der Gesteine unseres Erdballs ausmacht.

Eigenschaften. Das Silicium hat einen amorphen und einen krystallisirten Zustand. Amorph bildet es ein glanzloses, braunes Pulver, krystallisirt ist es lebhaft metallglänzend, ähnlich dem Graphit, und bildet reguläre Octaëder oder glänzende Krystallblätter von 2,49 spec. Gewicht. In hoher Temperatur schmelzbar. Halbleiter der Electricität. Das krystallisirte ist selbst in Sauerstoffgas unverbrennbar; das amorphe ist leicht entzündlich, verbrennt aber stets nur unvollständig. Unlöslich in Säuren, löslich in einer Lösung von Natronhydrat unter Wasserstoff-Entwickelung zu kieselsaurem Natron. Mit kohlensaurem Natron geschmolzen, reducirt es die Kohle aus der Kohlensäure und oxydirt sich zu Kieselsäure.

Darstellung. Das amorphe erhält man durch Erhitzen von Natrium in Chlor- oder Fluor-Kieselgas, oder durch Glühen von Fluorkieselnatrium mit Natrium; das krystallisirte durch Schmelzen von Aluminium in Chlor- oder Fluor-Kieselgas, oder durch Schmelzen von Aluminium mit Fluorkieselnatrium. Ein Theil des Metalls verwandelt sich in geschmolznes Fluoraluminiumnatrium, ein anderer Theil löst das reducirte Silicium auf, das beim Erkalten auskrystallisirt. Bei Behandlung der so erhaltenen Metallkugel mit Chlorwasserstoffsäure wird das Metall aufgelöst und die Krystalle des Siliciums bleiben zurück. Aus der Kieselsäure kann das Silicium weder durch Kohle noch durch Aluminium reducirt werden.

Verbindungen.

Mit *Sauerstoff* bildet das Silicium die Kieselsäure, SiO^3, und das Kieseloxyd, Si^2O^3, die bei den Säuren ausführlich beschrieben werden.

Kieselwasserstoffgas, SiH?, entsteht, wenn durch kieselhaltiges Aluminium als positiven Leiter der electrische Strom in eine Lösung von Chlornatrium geleitet wird. Farbloses Gas, das sich an der Luft von selbst entzündet und mit weisser leuchtender Flamme verbrennt. Durch ein glühendes Rohr geleitet, zerfällt es in Wasserstoffgas und braunes amorphes Silicium. Es bildet sich auch, wiewohl gemengt mit so viel freiem Wasserstoffgas, dass es nicht mehr selbstentzündlich ist, wenn kieselhaltiges Aluminium in Chlorwasserstoffsäure aufgelöst wird.

Stickstoffkiesel, SiN?. Weiss, amorph, in höchster Weissglühhitze unveränderlich, selbst bei Luftzutritt. Mit Natronhydrat geschmolzen, bildet es kieselsaures Natron und Ammoniak, NH^3. Seine Bildung siehe bei diesem.

Schwefelkiesel, SiS^3, entsteht durch Glühen von amorphem Silicium in Schwefelgas, leichter durch Glühen von Kieselsäure in dem Dampf von Schwefelkohlenstoff. Es bildet weisse, bei Glühhitze sublimirbare Krystallnadeln. In Wasser zersetzt es sich augenblicklich in Schwefelwasserstoff und Kieselsäure.

Chlorkiesel. *a)* Das *Chlorid,* $SiCl^3$, entsteht unter Feuererscheinung beim Erhitzen von amorphem oder krystallisirtem Silicium in Chlorgas. Leichter ist es zu erhalten durch Glühen eines Gemenges von gepulverter Kieselsäure und Kohlenpulver in getrocknetem Chlorgas. Farblose, dünne, rauchende Flüssigkeit von 1,523 spec. Gewicht und 59° Siedepunkt. Zersetzt sich mit Wasser unter Erhitzung in Chlorwasserstoffsäure und Kieselsäure.

b) $Si^2Cl^3 + 2HCl$, eine Verbindung von Chlorür mit Chlorwasserstoff, entsteht durch schwaches Glühen von Silicium in Chlorwasserstoffgas. Leicht bewegliches, farbloses, stark rauchendes Liquidum von 1,65 spec. Gewicht und 42° Siedepunkt. Brennbar, mit grünlicher Flamme

verbrennend zu SiO^3, $SiCl^3$ und HCl. Sein Dampf, durch ein glühendes Rohr geleitet, zerfällt in amorphes Silicium, $SiCl^3$ und HCl. Mit Wasser zersetzt es sich unter heftiger Erhitzung in Chlorwasserstoff und weisses Kieseloxyd. Aehnliche Verbindungen bilden *Brom* und *Jod*. Die Jodverbindung, $Si^2I^3 + 2HI$, ist ein fester, zinnoberrother, leicht schmelzbarer Körper.

Fluorkiesel, SiF^3. Farbloses, an der Luft rauchendes Gas von erstickendem sauren Geruch und 3,574 spec. Gewicht. Erst bei einer Kälte von — 105° und 9 Atmosphären Druck zu einem Liquidum condensirbar. Wird von Wasser in sehr grosser Menge aufgelöst, aber unter Zersetzung. (Siehe Fluorkieselwasserstoffsäure.)

Das Fluorkieselgas entwickelt sich leicht aus einem erwärmten Gemenge von gleichen Theilen gepulverter Kieselsäure (reinem Sand) und Flussspathpulver (Fluorcalcium) mit 6 Th. concentrirter Schwefelsäure. Das Fluorcalcium wird dabei in schwefelsaures Calciumoxyd (Gyps) verwandelt.

Das amorphe Silicium wurde 1824 von Berzelius, das krystallisirte 1855 von H. Sainte-Claire-Deville entdeckt.

Die Verbindungen der Metalloïde mit Sauerstoff, Wasserstoff und Schwefel.

I. Sauerstoffsäuren und Oxyde.

Die meisten Verbindungen der Metalloïde mit Sauerstoff sind *Säuren*. Die Säuren haben folgende allgemeine Eigenschaften: 1) einen sauren Geschmack; 2) die Eigenschaft, blaue Pflanzenfarben, namentlich Lackmus, roth zu färben und 3) die Eigenschaft, sich mit den nicht sauren oder basischen Oxyden zu Salzen zu verbinden. Die letztere ist die eigentlich characterisirende, denn die beiden ersteren können oft ganz fehlen, wie z. B. bei der Kieselsäure, und fehlen auch immer, wenn die Säure in Wasser unlöslich ist.

Der Körper, welcher mit dem Sauerstoff eine Säure bildet, heisst das *Radical* der Säure. Hiernach giebt es zwei Klassen von Sauerstoffsäuren: Säuren mit einfachem, und Säuren mit zusammengesetztem Radical. Die ersteren sind die von den Metalloïden und einigen Metallen gebildeten, z. B. Schwefelsäure, Phosphorsäure. Zu den Säuren mit zusammengesetztem Radical gehört die Cyansäure; die grosse Anzahl der übrigen aber sind organischen Ursprungs und bestehen aus Sauerstoff, verbunden mit einem aus Kohlenstoff und Wasserstoff zusammengesetzten Radical, z. B. Essigsäure, Citronensäure und alle übrigen sogenannten Pflanzensäuren.

100 [illegible] 60 [illegible]
[illegible]

279 [illegible]	20 [illegible]	1
150 [illegible]	20 --	1
90 [illegible]	20 --	1
77 [illegible]	20	1
73 [illegible]	20	1
50 [illegible]	20	1

[illegible] 135 [illegible]
[illegible] 100 : 1 : 5
[illegible] 53 [illegible] = [illegible]

Die meisten Säuren sind in dem Zustand, worin sie bei ihrer Bildung erhalten werden und worin sie fähig sind, mit Basen Salze zu bilden, mit einer bestimmten Proportion Wasser chemisch verbunden, welches sich nicht abscheiden lässt, ohne dass man die Säure mit einem anderen Oxyd verbindet. Manche Säuren sind bis jetzt gar nicht in wasserfreiem Zustande darstellbar. Die mit Wasser verbundenen Säuren nennt man *wasserhaltige,* und dieser fixe Wassergehalt, welcher hier ein mit der Säure verbundenes basisches Oxyd vorstellt, ist nicht zu verwechseln mit dem Wasser, womit man eine Säure in willkührlichem Verhältniss bloss vermischen, verdünnen, und welches man beliebig wieder davon abscheiden kann.

Wenn sich die Säuren mit Basen zu Salzen verbinden, so nimmt jede Basis auf jedes Atom Sauerstoff, welches sie enthält, in den meisten Fällen ein Atom Säure auf. In der Regel verbindet sich also ein Atom Säure mit einem Atom Basis. Einige wenige Säuren nehmen stets 2 Atome, andere 3 Atome Basis auf. Man nennt sie *mehrbasische* (zwei- oder dreibasische) Säuren. Unter *Sättigungsvermögen* einer Säure versteht man die Zahl, welche die Sauerstoffmenge einer Quantität Basis ausdrückt, die zur Sättigung von hundert Gewichtstheilen einer Säure erforderlich ist. So ist z. B. das Sättigungsvermögen der Schwefelsäure, da sie 3 Atome Sauerstoff enthält, = 20 oder $\frac{1}{3}$ von ihrem Sauerstoffgehalt; das der Salpetersäure, da sie 5 Atome Sauerstoff enthält, = 14,75 oder $\frac{1}{5}$ von ihrem Sauerstoffgehalt. Der Sauerstoffgehalt der verschiedenen Quantitäten verschiedener Basen, welche einerlei Gewicht einer Säure neutralisiren, ist also bei allen gleich gross. Aus dem Sättigungsvermögen einer Säure lässt sich der Sauerstoffgehalt einer Base berechnen, wenn derselbe auf directem Wege nicht gefunden werden kann.

Ein und derselbe Körper kann oft mit ungleichen Mengen von Sauerstoff mehrere Säuren bilden. Die Benennungsweise für solche verschiedene Säurestufen ist noch nicht allgemein gleich; sie ergiebt sich für die einzelnen Säuren aus dem Folgenden.

Sauerstoffsäuren mit einfachem Radical.

I. Säuren des Schwefels.

Der Schwefel verbindet sich in 7 Verhältnissen mit dem Sauerstoff, und bildet mit ihm 7 Säuren, die nach der Anzahl der Radical-Atome durch die Namen *Monothionsäuren*, *Dithionsäuren*, *Trithionsäure*, *Tetrathionsäure* und *Pentathionsäure* unterschieden werden. Es ist noch ungewiss, wie eigentlich die 5 Säuren mit mehr als 1 Atom Schwefel zusammengesetzt zu betrachten sind.

1. Schwefelsäure (Monothionsäure).



$\dddot{S} = 500.$

Kommt natürlich vor in grosser Menge, jedoch nur gebunden an Basen, z. B. im Gyps, Schwerspath und anderen schwefelsauren Salzen. Wird, wegen ihrer wichtigen Anwendungen in den Gewerben, in ausserordentlicher Menge fabricirt; ist die stärkste aller Säuren, dient daher auch zur Darstellung der meisten übrigen.

Die Schwefelsäure entsteht nicht unmittelbar bei der Verbrennung des Schwefels, wobei stets nur schweflige Säure gebildet wird. Sie wird auf zweierlei Weise gewonnen, wodurch zweierlei Sorten davon erhalten werden: die rauchende und die nicht rauchende.

a) Rauchende Schwefelsäure, Nordhäuser Vitriolöl.

Gewinnung. Durch gelindes Glühen (Rösten) von Schwefelkiesen (Schwefeleisen) an der Luft wird schwefelsaures Eisenoxydul gebildet, welches mit Wasser ausgezogen und durch Krystallisation als Eisenvitriol erhalten wird. Dieses Salz wird durch Erwärmen von dem grössten Theil seines Krystallwassers befreit und in thönernen Retorten bei Glühhitze der Destillation unterworfen, wobei die eine Hälfte der Schwefelsäure als rauchendes Vitriolöl übergeht, die andere Hälfte als schweflige Säure gasförmig weggeht. In den Retorten bleibt Eisenoxyd.

5 Theile Schwefel durch Salpetersäure oxydirt
zu Schwefelsäure macht: mit

```
 50   Kalk, abgedampft u. geglüht, geben
 62,5 Gewicht, davon ab
 50,0 Kalk, bleiben
-----
 12,5 für gebildete Schwefelsäure, bestehend also aus
Schwefel —— 5,0, oder 40 oder 16 oder 200 = 1
Sauerstoff - 7,5 —— 60 —— 24 —— 300 = 3
            ----    ---    --    ---
            12,5    100    40    500.
```

Eigenschaften. Heller oder dunkler bräunliche Flüssigkeit von 1,854 spec. Gewicht, raucht stark an der Luft, erhitzt sich sehr heftig mit Wasser. Sie ist eine Auflösung von wasserfreier Schwefelsäure in wasserhaltiger, welche erstere, als sehr flüchtig, beständig davon abzudunsten strebt und mit der Feuchtigkeit der Luft den Dampf (wasserhaltige Säure) bildet. Bis zu 0° abgekühlt, setzt sie Krystalle ab, die eine Verbindung von 2 Atomen Schwefelsäure mit 1 Atom Wasser sind, und sich beim Erwärmen in gewöhnliche wasserhaltige und in wasserfreie Säure zerlegen.

Wasserfreie Schwefelsäure wird erhalten durch gelindes Erhitzen der rauchenden in einer Retorte mit Vorlage. Die wasserfreie Säure destillirt als farblose Flüssigkeit über, die in der abgekühlten Vorlage zu einem festen, schneeweissen, aus höchst feinen, seideartigen Krystallnadeln bestehenden Körper erstarrt. In der Retorte bleibt nichtrauchende, wasserhaltige Säure zurück. — Die wasserfreie Säure verbreitet an der Luft dicke, weisse Dämpfe und zerfliesst bald zu wasserhaltiger. Sie schmilzt bei + 25° und siedet zwischen 30° und 35°. In Wasser geworfen erhitzt sie sich damit bis zu Explosionen. In Gasform durch eine glühende Röhre geleitet, wird sie in Sauerstoffgas und schwefligsaures Gas verwandelt, deren Volumina sich wie 1 : 2 verhalten. In ihren Salzen mit den stärkeren Basen dagegen ist sie feuerbeständig. Kalkerde, in ihrem Gas erhitzt, saugt es unter Erglühung ein und verwandelt sich in schwefelsaure Kalkerde.

b) *Wasserhaltige Schwefelsäure*, englische oder gewöhnliche Schwefelsäure, Vitriolöl; die gewöhnlichste Form, in der die Schwefelsäure angewendet und in allen Ländern fabricirt wird.

Eigenschaften. Farblose, dickflüssige, nicht rauchende Flüssigkeit von 1,843 spec. Gewicht, ohne Geruch. Siedet erst bei + 326°, und erstarrt bei — 34°. Zerstört die meisten Pflanzen- und Thierstoffe, schwärzt sie oder löst sie auf; daher die Gefahr, wenn diese Säure auf die Haut oder Kleider verschüttet wird, daher das Schwarzwerden der Säure durch hineingefallenen Kork oder Staub.

Aus der Luft zieht sie schnell Wasser an, was nach längerer Zeit bis zum Vielfachen ihres Gewichts gehen kann. Erhitzt sich sehr stark beim Vermischen mit Wasser, bis zum Aufkochen und Umherspritzen, was von der chemischen Vereinigung der Säure mit neuen Antheilen Wassers herrührt. Bei Vermischung von 100 Theilen Säure mit 18,4 Theilen Wasser (d. h. eben so viel, als sie schon enthält) entsteht eine Säure von 1,78 spec. Gewicht, die bei + 4° zu farblosen Krystallen erstarrt.

In dem Grade, als man die Säure mit Wasser vermischt, vermindert sich ihr spec. Gewicht und sinkt ihr Siedepunkt. Aber alles zugesetzte Wasser kann wieder durch Erwärmung abgedunstet werden, bis die Säure wieder 1,84 spec. Gewicht erlangt und ihr Siedepunkt sich bis + 326° erhöht hat, wo sie alsdann mit ihrem chemisch gebundenen Wasser überdestillirt, von dem sie nicht auf unmittelbarem Wege zu trennen ist

Die wasserhaltige Schwefelsäure besteht aus:

		In 100 Th.
1 Atom Schwefelsäure	500,0	81,6
1 Atom Wasser	112,5	18,4
$\dot{H}\dddot{S}$	612,5	100,0.

Die wasserfreie Schwefelsäure besteht aus:

		In 100 Th.
1 Atom Schwefel	200	40
3 Atomen Sauerstoff	300	60
Aequivalent der Schwefelsäure, $\dddot{S}$,	500	100.

In Gasform gedacht, besteht sie aus 2 Maass schwefligsaurem Gas und 1 Maass Sauerstoffgas.

In den neutralen schwefelsauren Salzen enthält also die Säure 3 mal so viel Sauerstoff als die Basis.

Gewinnung der wasserhaltigen Schwefelsäure. Durch Oxydation von schwefliger Säure dadurch, dass man diese mit Wasserdampf und dem Dampf von Salpetersäure in Berührung bringt, die einen Theil ihres Sauerstoffs an die schweflige Säure abgiebt. Diese Operation geschieht in

grossen Räumen mit Wänden von Blei (Bleikammern). Die schweflige Säure wird durch Verbrennung von Schwefel oder von Schwefelkies in einem mit der Kammer in Verbindung stehenden Ofen erzeugt. Von der noch sehr verdünnten Säure, die sich am Boden ansammelt, wird nachher das überschüssige Wasser abgedampft. (Siehe ferner Stickoxydgas.)

Die so gewonnene, käufliche Säure ist stets durch verschiedene Stoffe, schwefelsaures Bleioxyd, arsenige Säure etc., verunreinigt. Durch Destillation wird sie rein erhalten.

2. Schweflige Säure (Monothionige Säure).

$\dddot{S} = 400.$

Eigenschaften. Farbloses Gas, von dem erstickenden Geruch des verbrennenden Schwefels. Specifisches Gewicht 2,247. Wird unter einem Druck von 3 Atmosphären oder durch Abkühlung, indem man es durch ein bis zu — 18° abgekühltes Rohr leitet, tropfbarflüssig und bildet alsdann eine dünne, farblose, bei — 10° siedende Flüssigkeit, die bei dieser Verdunstung eine Kälte von — 50° bis 60° hervorbringt. Bei — 75° wird sie fest krystallinisch. Ihr specifisches Gewicht ist 1,49. In diesem flüssigen Zustand kann man sie auch erhalten, wenn man wasserfreie Schwefelsäure und trockenes Schwefelpulver, im Aequivalent-Verhältniss von 2 : 1, in einem zugeschmolzenen Rohr mit einander in Berührung lässt. Im Verlauf einiger Tage verwandeln sie sich gerade auf in schweflige Säure.

Das schwefligsaure Gas wird selbst in der stärksten Glühhitze nicht zersetzt, und oxydirt sich, mit trocknem Sauerstoffgas gemengt, nicht höher, ausgenommen in Berührung mit erwärmtem schwammigen Platin, welches sogleich die Vereinigung zu wasserfreier Schwefelsäure veranlasst. Aehnlich wirken erwärmtes Kupferoxyd, Eisenoxyd und Chromoxyd. Von braunem Bleisuperoxyd wird das Gas sogleich aufgenommen, das Superoxyd wird darin von selbst glühend und verwandelt sich in weisses *schwefelsaures* Bleioxyd.

Wasser absorbirt sein 30faches Volumen an schwefligsaurem Gas; diese Auflösung hat einen eigenen widrigen Geschmacck und in hohem Grade den Geruch von verbrennendem Schwefel. Bei 0° bilden sich darin Krystalle einer Verbindung von schwefliger Säure mit Wasser, die bei + 4° schmelzen. An der Luft verwandelt sie sich allmählig in Schwefelsäure.

Die schweflige Säure hat die Eigenschaft, gewisse gefärbte Pflanzen- und Thierstoffe zu bleichen, daher die Anwendung des von verbrennendem Schwefel sich entwickelnden Gases zum Bleichen in der Seiden- und Wollenfärberei (Schwefeln).

Darstellung. 1) Durch Verbrennen des Schwefels in der Luft oder in reinem Sauerstoffgas. Da das Schwefligsäuregas in 1 Volumen 1 Vol. Sauerstoffgas enthält, so dürfte das Sauerstoffgas dabei sein Volumen nicht verändern. Es findet aber eine kleine Verminderung statt, weil das Schwefligsäuregas, wie alle leicht condensirbaren Gase, durch den Luftdruck stärker zusammengedrückt wird, als das Sauerstoffgas. 2) Durch Erhitzen eines Gemenges von 6 Th. Braunstein mit 1 Th. Schwefel. 3) Durch Erhitzen von Schwefelsäure mit Kupfer, welches dadurch, unter Zersetzung der Hälfte der Schwefelsäure, in schwefelsaures Kupferoxyd, oder mit Kohle, welche dadurch in Kohlensäure verwandelt wird.

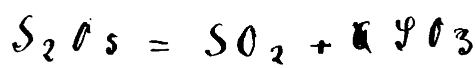
In ihren Salzen enthält die Basis halb so viel Sauerstoff als die Säure. Sie entwickeln mit fast allen andern Säuren schweflige Säure.

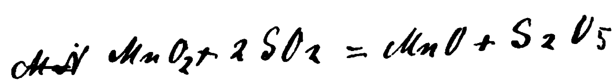
3. Unterschwefelsäure (Dithionsäure).



Eigenschaften. Nur in wasserhaltigem Zustande bekannt als geruchlose, saure Flüssigkeit, die sich beim Erhitzen in schweflige Säure und Schwefelsäure zersetzt. Sie ist so zusammmengesetzt, dass man sie betrachten kann als eine Verbindung von 1 Atom Schwefelsäure mit 1 Atom schwefliger Säure. In ihren neutralen Salzen enthält sie

S_2O_5.

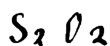




$MnO_2 + 2\,SO_2 = MnO + S_2O_5$



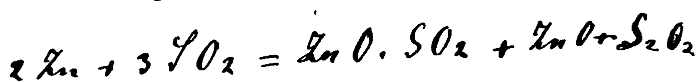
$MnO_2 + SO_2 = MnO$



S_2O_2



$NaO \cdot SO_2$



$2\,Zn + 3\,SO_2 = ZnO \cdot SO_2 + ZnO + S_2O_2$

5mal den Sauerstoff der Basis. Beim Erhitzen zerfallen sie in schwefelsaures Salz und in freie schweflige Säure.

Bildung. Die Unterschwefelsäure entsteht, wenn man schwefligsaures Gas in mit kaltem Wasser angerührtes Pulver von Mangansuperoxyd leitet, wobei 1 Atom des letzteren 2 Atome schweflige Säure aufnimmt, und damit unterschwefelsaures Manganoxydul bildet, welches sich im Wasser auflöst. In heissem Wasser nimmt das Superoxyd nur 1 Atom schweflige Säure auf und löst sich zu schwefelsaurem Manganoxydul auf.

4. Unterschweflige Säure (Dithionige Säure).



Nur in Verbindung mit Basen bekannt; davon abgeschieden, sich bald in Schwefel und schweflige Säure zersetzend. Entsteht, wenn man eine Lösung von schwefligsaurem Natron mit Schwefelpulver kocht, oder wenn sich Zink in wässriger schwefliger Säure auflöst, was ohne Gasentwickelung geschieht, indem von 3 Atomen schwefliger Säure $\frac{1}{3}$ des Sauerstoffs an 2 Atome Zink tritt, wodurch 1 Atom unterschwefligsaures und 1 Atom schwefligsaures Zinkoxyd entsteht.

In ihren Salzen enthält die Basis halb so viel Sauerstoff als die Säure. Sie sind dadurch charakterisirt, dass in ihren Lösungen Säuren die Ausscheidung von Schwefel und Bildung von schwefliger Säure bewirken.

5., 6., 7. Trithion-, Tetrathion- und Pentathionsäure.

Die *Trithionsäure*, $S^3 O^5$, entsteht, wenn man eine gesättigte Auflösung von zweifach-schwefligsaurem Kali mit Schwefelpulver lange digerirt, welches erstere dadurch in krystallisirbares trithionsaures Kali verwandelt wird. Die *Tetrathionsäure*, $S^4 O^5$, entsteht, wenn in einer Auflösung von dithionigsaurem Natron Jod bis zur Sättigung aufgelöst wird. Zwei Atomgewichte Salz bilden 1 Atomgewicht

Jodnatrium und 1 Atom tetrathionsaures Natron. Die *Pentathionsäure*, $S^5 O^5$, bildet sich, unter Abscheidung von Schwefel, wenn man in eine gesättigte Lösung von schwefliger Säure in Wasser Schwefelwasserstoffgas leitet. Sie ist isomer mit der dithionigen Säure.

II. Säuren des Selens und Tellurs.

Von diesen Körpern sind nur zwei Säurestufen bekannt, proportional der Schwefelsäure und der schwefligen Säure.

Die *Selensäure*, $\dddot{Se}$, ist in wasserhaltigem Zustand eine, der concentrirten Schwefelsäure sehr ähnliche, scharf saure, schwere Flüssigkeit. Ihre Salze sind isomorph mit den entsprechenden schwefelsauren. Sie wird nicht durch schweflige Säure zersetzt. Durch Erhitzen mit Chlorwasserstoffsäure verwandelt sie sich, unter Entwickelung von Chlor, in selenige Säure.

Die *selenige Säure*, $\ddot{Se}$, entsteht beim Verbrennen des Selens in der Luft oder durch Auflösen desselben in Salpetersäure. Sie krystallisirt in farblosen, sublimirbaren Prismen und ist in Wasser löslich. In dieser Lösung wird sie durch schweflige Säure zersetzt unter Abscheidung von zinnoberrothem Selen.

Die *Tellursäure*, $\dddot{Te}$, wird in zweierlei Zuständen erhalten; in dem einen ist sie in Wasser löslich, krystallisirbar, in dem andern bildet sie eine gelbe, in Wasser unlösliche Masse.

Die *tellurige Säure*, $\ddot{Te}$, entsteht beim Verbrennen des Tellurs an der Luft. Sie ist farblos, in Wasser unlöslich, leicht schmelzbar. Aus ihrer Lösung in Chlorwasserstoffsäure fällt schweflige Säure das Tellur als ein dunkelgraues Pulver.

III. Säuren und Oxyde des Stickstoffs.

Der Stickstoff bildet mit dem Sauerstoff 4 Verbindungen, 2 Säuren, *Salpetersäure* und *salpetrige Säure*, und

Die Salpetersäure besteht aus:

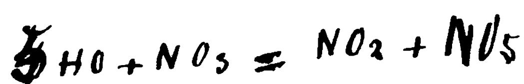
		In 100 Th.
1 Aequival. Stickstoff	175	25,92
5 Atomen Sauerstoff	500	74,08
Aequival. der Salpetersäure, $\ddot{\ddot{N}}$, . . .	675.	100,00.
Aequival. von $\dot{H}\ddot{\ddot{N}}$	787,5.	

In den neutralen salpetersauren Salzen enthält also die Säure 5mal den Sauerstoff der Basis. Auf glühender Kohle bewirken sie deren Verbrennung (Verpuffung).

Darstellung. Durch Destillation von 1 Atomgewicht oder 100 Gewichtstheilen Salpeter (salpetersaurem Kaliumoxyd) mit 2 Atomgew. oder 97 Th. concentrirter Schwefelsäure; daher ihr Name. Die erhaltene Säure ist farblos oder schwach gelb gefärbt, und hat die übrigen oben angeführten Eigenschaften. Der Rückstand in der Retorte ist saures oder zweifach schwefelsaures Kali, weil 97 Theile Schwefelsäure doppelt so viel betragen, als zur Sättigung des Kaliumoxyds im Salpeter, d. h. zur Bildung von einfach schwefelsaurem Kaliumoxyd erforderlich ist. Dennoch ist dieses Verhältniss nothwendig zur Gewinnung einer so beschaffenen Säure. Denn nimmt man nur 1 Atomgewicht oder 48½ Th. Schwefelsäure, so bleibt anfangs die Hälfte des Salpeters unzersetzt, indem sämmtliche Schwefelsäure mit dem Kaliumoxyd der anderen Hälfte saures Salz bildet, dessen freie Säure erst bei so hoher Temperatur auf den noch unzersetzten Salpeter wirkt, dass dabei ein grosser Theil der Salpetersäure in Sauerstoffgas und rothen Dampf von salpetersaurem Stickoxyd zerfällt, welches letztere in der Salpetersäure aufgelöst bleibt und sie dunkel rothgelb färbt. Diese gefärbte Säure stösst rothgelbe Dämpfe aus und wird beim Vermischen mit Wasser grün, blau und farblos. Durch Kochen kann sie farblos erhalten werden.

Das *Scheidewasser* ist eine unreine und verdünnte Salpetersäure.

Die Salpetersäure hat bedeutende Anwendung in Künsten und Gewerben, und wird daher fabrikmässig gewonnen.



5 HO + NO3 = NO2 + NO5

2. Salpetrige Säure.



Eigenschaften. Dunkelblaue, höchst flüchtige Flüssigkeit; bildet ein tief gelbrothes Gas von eigenem, heftigem Geruch. Zersetzt sich mit Wasser theilweise in Stickoxydgas und Salpetersäure. Die salpetrigsauren Salze können auch durch Glühen von gewissen salpetersauren Salzen erhalten werden, z. B. durch gelindes Glühen von Salpeter, der sich dabei, unter Entwickelung von Sauerstoffgas, in salpetrigsaures Kali verwandelt. Sie entwickeln mit anderen Säuren rothe Dämpfe.

Bildung. Die salpetrige Säure entsteht beim Vermischen von 4 Volumen Stickoxydgas mit 1 Vol. Sauerstoffgas, oder bei der Zersetzung von Stärke mit erwärmter Salpetersäure. Zur Condensation muss der entstehende gelbrothe Dampf stark abgekühlt werden.

3. Stickoxyd.



Darstellung. Durch Auflösen von Kupfer, Silber, Quecksilber etc. in verdünnter Salpetersäure, wobei ¼ der Säure in Stickoxydgas und das Metall in salpetersaures Salz verwandelt wird.

Eigenschaften. Farbloses, in Wasser wenig lösliches, nicht condensirbares Gas; ausgezeichnet durch die Eigenschaft, in der Luft oder mit reinem Sauerstoffgas einen dunkel gelbrothen Dampf zu bilden, sich also schon durch unmittelbare Berührung und bei gewöhnlicher Temperatur höher zu oxydiren. Wird von den Auflösungen der Eisenoxydulsalze mit tief schwarzbrauner Farbe aufgelöst.

Angezündete Kohle und brennender Phosphor fahren in Stickoxydgas zu brennen fort, fast so lebhaft wie in Sauerstoffgas.

Gewisse Metalle, in diesem Gas erhitzt, oxydiren sich und lassen ein halbes Maass Stickgas zurück.

Das Stickoxydgas besteht aus:

	Volum.	Spec. Gewicht.	Aeq.	Proc.
Stickstoff	½	0,486	1	46,6
Sauerstoff	½	0,552	2	53,4
	1	1,038	N̈ = 375	100,0.

Vermischt man 2 Maasstheile Stickoxydgas mit 1 M. Sauerstoffgas, so vereinigen sie sich zu einem tief rothgelben Dampf, der sich, bis zu — 9° abgekühlt, zu farblosen Krystallen verdichtet, und bei gewöhnlicher Temperatur eine röthlichgelbe Flüssigkeit bildet, die bei + 22° siedet. Da diese Verbindung auf 1 Vol. Stickgas 2 Vol. Sauerstoffgas enthält, so kann sie als NO^4 (Untersalpetersäure) betrachtet werden. Aber sie verbindet sich nicht unverändert mit Basen und zersetzt sich mit wenig Wasser in Salpetersäure und salpetrige Säure. Wahrscheinlicher ist es daher, sie entweder für eine Verbindung von Salpetersäure mit salpetriger Säure, $NO^3 + NO^5$, oder für eine Verbindung von 1 Aeq. Stickoxyd mit 2 Aeq. Salpetersäure, $NO^2 + 2NO^5$, zu halten. Sie ist in der rothen rauchenden Salpetersäure enthalten, woraus man sie durch Destillation bei sehr gelinder Wärme und starke Abkühlung der Dämpfe erhalten kann, worauf die Säure farblos zurückbleibt. Am besten erhält man diese Verbindung durch Destillation von trocknem salpetersaurem Bleioxyd bei Glühhitze.

Leitet man gleichzeitig Stickoxydgas und Sauerstoffgas in concentrirte Schwefelsäure, oder lässt Stickoxydgas und schwefligsaures Gas mit feuchter Luft zusammentreten, so bildet sich ein krystallisirter, schmelzbarer Körper, der eine Verbindung von salpetriger Säure mit Schwefelsäure, $NO^3 + 2SO^3$, ist. Durch Wasser wird sie zersetzt. Sie ist häufig in der rohen Schwefelsäure enthalten.

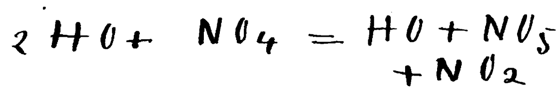
Salpetersäure verwandelt sich mit schwefliger Säure in rothe Dämpfe von Untersalpetersäure und Schwefelsäure. Erstere verwandelt sich mit Wasser in Salpetersäure und Stickoxydgas, welches mit Luft wieder rothe Dämpfe bil-



$NO_5 + SO_2 = NO_4 + SO_3$



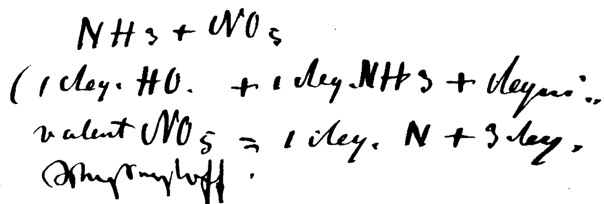
NO_4



$2\,HO + NO_4 = HO + NO_5 + NO_2$

Lustgas.


$NH_3 . NO_5 = NO + HO.$


$NH_3 + NO_5$
(1 Aeq. HO. + 1 Aeq. NH_3 + Aequi-
valent NO_5 = 1 Aeq. N + 3 Aeq.
Sauerstoff.

det. Auf diesem Verhalten beruht die technische Bereitung der Schwefelsäure aus schwefliger Säure und Salpetersäure und Wasser-Dampf.

4. Stickoxydul.

$\dot{N}$=275.

Eigenschaften. Farbloses, schwach riechendes Gas, von 1,527 spec. Gewicht, in geringer Menge in Wasser löslich; verwandelt sich durch einen Druck von 50 Atmosphären in eine tropfbare Flüssigkeit, die bei — 88° siedet, hierbei sich bis — 105° abkühlt und dabei krystallinisch erstarrt. Bildet mit Sauerstoff keine rothen Dämpfe. Brennbare Körper, wie Kohle, Schwefel, Phosphor, Eisen, angezündet hineingebracht, brennen darin mit einem ähnlichen Glanz wie in Sauerstoffgas. Wasserstoffgas damit gemengt und angezündet, verbrennt mit Knall. — Wirkt beim Einathmen eigenthümlich berauschend.

Entzieht man dem Stickoxydulgas durch erhitzte oxydirbare Körper den Sauerstoff, so bleibt Stickgas von unverändertem Volumen zurück. Das Stickoxydulgas besteht demnach aus:

	Vol.	Spec. Gew.	Aeq.	Proc.
Stickgas	1,0	0,972	1	63,64
Sauerstoffgas	0,5	0,552	1	36,36
Stickoxydulgas	1,0	1,524	$\dot{N}$=275	100,00.

Bildung. Man entzieht dem Stickoxydgas Sauerstoff, z. B. durch eine Auflösung von schwefligsaurem Kali. Am leichtesten erhält man es durch Erhitzen von salpetersaurem Ammoniak, einem krystallisirten Salz, welches hierbei schmilzt und sich in Stickoxydulgas und Wasser zersetzt. Dieses Salz besteht aus 1 Aeq. Salpetersäure, 1 Aeq. Wasser und 1 Aeq. Ammoniak (= 1 Aeq. Stickstoff + 3 Aeq. Wasserstoff).

IV. Säuren des Phosphors.

Der Phosphor bildet 3 Säuren: ***Phosphorsäure*, *phosphorige*** und ***unterphosphorige* Säure,** worin sich die Sauerstoffmengen verhalten wie 5 : 3 : 1.



1. Phosphorsäure.

$\dddot{P}$ = 887,5.

Vorkommen. Sehr allgemein verbreitet in Form von phosphorsauren Salzen, besonders phosphorsaurem Kalk.

Darstellung. 1) Durch Verbrennen von Phosphor in der Luft oder in Sauerstoffgas. 2) Durch Auflösen von Phosphor in verdünnter heisser Salpetersäure und Abdampfen. 3) Durch Auflösen des festen Chlorphosphors in Wasser und Abdampfen. 4) Am vortheilhaftesten aus weissgebrannten Knochen (phosphorsaurem Kalk); 3 Theile davon werden, als feines Pulver, mit 2 Theilen Schwefelsäure, die mit 10 Theilen Wasser verdünnt ist, angerührt und mehrere Tage lang erwärmt, die saure Flüssigkeit dann vom gebildeten Gyps abgeseiht, abgedampft, die Masse gelinde geglüht, das Glas in heissem Wasser gelöst, wieder abgedampft, die Masse längere Zeit bis ungefähr 320° erhitzt, und dann wieder in Wasser aufgelöst, durch welche Operationen zuerst die überschüssige Schwefelsäure verflüchtigt, zuletzt noch phosphorsaure Magnesia unlöslich abgeschieden wird.

Eigenschaften. Die beim Verbrennen von Phosphor gebildete wasserfreie Säure ist eine weisse, lockere Substanz, die erst in sehr hoher Temperatur flüchtig zu sein scheint. In der Luft zerfliesst sie rasch, und in Wasser löst sie sich unter Erhitzung auf.

Die auf nassem Wege erhaltene Säure bildet nach dem Abdampfen bis zu einem gewissen Grade eine syrupdicke, sehr saure Flüssigkeit, welche nach weiterem Abdampfen eine *wasserhaltige* Säure zurücklässt, die bei stärkerem Erhitzen schmilzt und beim Erkalten zu einer durchsichtigen

glasähnlichen Masse erstarrt. Das Wasser geht selbst bei Glühhitze nicht weg, sie fängt dann an sich zu verflüchtigen. Ihre Lösung in Wasser hat einen rein sauren Geschmack.

War die Säure nicht rein, enthält sie, wie es z. B. nach dem Schmelzen in Thon- oder Glasgefässen der Fall ist, welche davon angegriffen werden, fremde Substanzen aufgelöst, oder ist sie, wie es besonders bei der aus den Knochen bereiteten der Fall sein kann, kalk- oder talkerdehaltig, so ist sie nach dem Schmelzen zu Glas nicht mehr zerfliesslich und nur theilweise in Wasser auflöslich. Solche rohe Phosphorsäure dient zur Phosphorgewinnung.

Die Phosphorsäure wird auf nassem Wege von Salpetersäure und Schwefelsäure aus ihren Verbindungen mit Basen ausgeschieden; aber in der Glühhitze treibt sie selbst die Schwefelsäure aus.

Bei der Phosphorsäure findet der eigenthümliche Umstand statt, dass sie dreierlei isomere Modificationen bildet (S. 16, §. 35), die man nach den ungleichen Quantitäten von Basen, die sie auf 1 Aequivalentgewicht aufnehmen, durch die Namen *ein-*, *zwei-* und *dreibasische* Phosphorsäure unterscheidet. Auch pflegt man sie durch Hinzufügung von Buchstaben zu unterscheiden:

^{a}*Phosphorsäure*, (Metaphosphorsäure), ist die beim Verbrennen des Phosphors entstehende geglühte Säure. Ihre Wasserverbindung ist die nach dem Abdampfen einer Wasserlösung glühend geschmolzene Säure, worin der Sauerstoff des Wassers sich zu dem der Säure wie 1 : 5 verhält. Ihre Salze enthalten auf 1 Atom Säure nur 1 Atom Basis. Die Auflösung der Säure wird durch Barytwasser und Eiweiss gefällt.

^{b}*Phosphorsäure*, (Pyrophosphorsäure), entsteht durch Glühen von ^{c}phosphorsaurem Natron ($\dot{N}a^2 \dot{H} + \overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{P}$), welches dabei das basische Wasseratom verliert, ohne dass es das Salz bei der Auflösung in Wasser wieder aufnimmt. Ihre Salze enthalten 2 Atome Basis. Sie wird nicht durch Eiweiss oder Barytwasser gefällt. Bildet mit Silberoxyd ein unlösliches weisses Salz ($\dot{A}g^2 \overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{P}$).

^{c}*Phosphorsäure* ist die gewöhnliche, auf dem nassen Wege gebildete Säure. Ihre Wasserverbindung kann aus der syrupdicken Lösung krystallisirt erhalten werden. Die sehr zerfliesslichen Krystalle enthalten 3 Atome Wasser. Ihre Salze, die durch unmittelbare Sättigung entstehen, enthalten auf 1 Atom Säure 3 Atome Basis, wovon das eine Atom oft durch 1 Atom Wasser ersetzt wird. Fällt nicht Eiweiss oder Barytwasser. Gibt mit Silberoxyd ein unlösliches gelbes Salz ($\dot{A}g^{3}\overset{\therefore}{\bar{P}}$). — Die Auflösung der ^{a} und ^{b}Phosphorsäure in Wasser geht bald in ^{c}Phosphorsäure über. (Siehe ferner phosphorsaures Natron.)

Phosphoracichlorid, $\bar{P}\bar{C}l^{3}O^{2}$, entsteht, wenn Phosphorchlorid allmälig Feuchtigkeit anzieht. Am sichersten erhält man es durch Destillation des Chlorids mit dem halben Gewicht vollkommen von Krystallwasser befreiter Oxalsäure ($C^{2}O^{3}+\bar{H}O$), die sich dabei wechselseitig in Acichlorid, Chlorwasserstoff, Kohlensäure- und Kohlenoxydgas zersetzen. — Farbloses, stark lichtbrechendes, rauchendes Liquidum von erstickendem Geruch und 1,7 spec. Gewicht. Zersetzt sich mit Wasser in Chlorwasserstoff und Phosphorsäure. Kann auch als $2\overset{\therefore}{\bar{P}}+3\bar{P}\bar{C}l^{5}$ betrachtet werden.

2. Phosphorige Säure.

$\dddot{\bar{P}}=687,5.$

Eigenschaften. Im wasserfreien Zustande weisse, pulverförmige, sublimirbare Substanz, die sich an der Luft von selbst entzündet und zu Phosphorsäure verbrennt.

Die wasserhaltige phosphorige Säure ist eine dicke, saure Flüssigkeit, die nach vorsichtigem Verdunsten bei gelinder Wärme krystallinisch erstarrt. Beim Erhitzen lässt sie ihr Wasser nicht entweichen, sondern zersetzt sich damit in Phosphorsäure und weggehendes Phosphorwasserstoffgas. Sie ist giftig. An der Luft oxydirt sie sich höher zu Phosphorsäure; eben so auf Kosten von manchen Metalloxyden, die dabei zu Metall reducirt werden. Sie ist eine dreiba-

sische Säure. Ihre Salze enthalten stets Wasser. Beim Erhitzen entwickeln sie Phosphorwasserstoffgas und verwandeln sich in phosphorsaure Salze.

Bildung. Beim Erhitzen von überschüssigem Phosphor in einem langsam darüber geleiteten trocknen Luftstrom. Wenn Phosphor bei gewöhnlicher Temperatur der Luft ausgesetzt wird, so entsteht, unter schwachem Leuchten desselben, wasserhaltige, phosphorige Säure, die als saure Flüssigkeit abfliesst und gesammelt werden kann. Am besten erhält man sie durch Zersetzung des flüssigen Phosphorchlorürs mit Wasser.

3. Unterphosphorige Säure.

$\dot{P} = 487,5.$

Sie entsteht, unter gleichzeitiger Bildung von Phosphorwasserstoffgas, wenn man Phosphor mit Baryt- oder Kalkhydrat und Wasser kocht, wodurch man ein krystallisirendes unterphosphorigsaures Salz erhält. Sie ist nur in wasserhaltigem Zustande als eine syrupdicke, saure Flüssigkeit bekannt. Zrefällt beim Erhitzen in Phosphorwasserstoffgas und Phosphorsäure. Sie ist einbasisch, aber ihre Salze enthalten alle 2-Atome Wasser und verwandeln sich beim Erhitzen, unter Entwickelung von Phosphorwasserstoffgas, in phosphorsaure Salze. Sie wirkt noch kräftiger reducirend als die phosphorige Säure.

V. Säuren des Arseniks.

Das Arsenik hat nur 2 Oxydationsstufen, beide Säuren, proportional den beiden höchsten Säuren des Phosphors.

1. Arseniksäure.

$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{As} = 1437,5.$

Bildung. Durch Erhitzen von Arsenik oder arseniger Säure mit concentrirter Salpetersäure, oder durch Schmelzen derselben mit Salpeter. In letzterem Falle bleibt die Säure an Kaliumoxyd gebunden.

Eigenschaften. Weisse, schwere Masse, in Wasser langsam, aber in grosser Menge löslich. Die wasserhaltige Säure bildet grosse, leicht zerfliessliche Krystalle. Die wasserfreie schmilzt bei anfangender Glühhitze, bei stärkerer zersetzt sie sich in Sauerstoffgas und arsenige Säure. Durch schweflige Säure wird sie in ihrer Auflösung zu arseniger Säure reducirt. Ihre Salze enthalten vorzugsweise auf 1 Atom Säure 3 Atome Basis. Sie ist isomorph mit der Phosphorsäure. Weniger giftig als die arsenige Säure. — Kommt mit verschiedenen Basen verbunden natürlich vor.

2. Arsenige Säure.

$\dddot{\bar{A}} = 1235,5.$

Bildung. Beim Verbrennen von Arsenik in der Luft, bei Auflösung von Arsenik oder Arsenikmetallen in mässig starker Salpetersäure. Im Grossen wird sie durch Rösten arsenikhaltiger Erze, besonders des Arsenikeisens und Arsenikkobalts, gewonnen. Die Dämpfe der sich bildenden arsenigen Säure werden in langen Condensationsanstalten, den Giftfängen, als sogenanntes Giftmehl verdichtet, welches nacher durch Sublimation in eisernen Gefässen gereinigt und als *weisses Arsenikglas* erhalten wird. Als eines der ätzendsten Gifte ist sie unter den Namen *Arsenik, weisser Arsenik, Rattengift* bekannt.

Eigenschaften. Bei der Condensation ihres Dampfes oder bei der Abscheidung aus ihrer Lösung in Wasser krystallisirt sie in durchsichtigen, stark glänzenden regulären Octaëdern. Unter gewissen Umständen krystallisirt sie mit rhomboëdrischer Grundform, sie ist also dimorph. Beim Erhitzen verflüchtigt sie sich ohne zu schmelzen; ihr Dampf ist ohne Geruch. Durch längeres Erhitzen bis nahe zu ihrem Verflüchtigungspunkt wird sie amorph und schmilzt dann zu einem vollkommen klaren, schweren Glas, welches, ehe es sich zu verflüchtigen beginnt, wieder schmelzbar ist und etwas grösseres specifisches Gewicht und grössere Löslichkeit hat, als die krystallisirte Säure. Löst man die

Das Antimon bildet ebenfalls nur 2 Säuren, proportional den beiden Säuren des Arseniks.

1. Antimonsäure.

$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{Sb}} = 2008{,}75.$

Bildung. Durch Auflösen von Antimonchlorid in Wasser, mit dem es sich in Chlorwasserstoff und Antimon-

amorphe Säure in heisser Chlorwasserstoffsäure auf, so scheidet sie sich beim Erkalten unter lebhafter Lichtentwickelung in krystallisirter Form ab. Die krystallisirte Säure zeigt beim Umkrystallisiren die Lichtentwickelung nicht. Die amorphe durchsichtige Säure geht allmälig von selbst in die krystallisirte Form über und wird dabei weiss, undurchsichtig, porzellanartig. Durch Erhitzen mit Kohle oder in Wasserstoffgas wird sehr leicht das Arsenik daraus reducirt, welches sich als metallglänzender Spiegel sublimirt.

Die arsenige Säure hat einen schwachen, unangenehmen Geschmack und reagirt nur schwach sauer. Sie ist nur sehr langsam in Wasser löslich; aus der kochendheiss gesättigten Lösung, welche $\frac{1}{12}$ ihres Gewichts arseniger Säure enthält, krystallisirt beim Erkalten ein Theil heraus, und es bleibt ungefähr nur $\frac{1}{26}$ gelöst. Die mit Schwefelsäure vermischte Lösung entwickelt mit Zink Arsenikwasserstoffgas. — Kupfer belegt sich darin mit eisenschwarzem Arsenikkupfer.

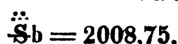
Die arsenige Säure ist nur eine schwache Säure. Ihre Salze entwickeln beim Erhitzen arsenige Säure oder auch Arsenik, unter Zurücklassung von arseniksaurem Salz, so z. B. ein erhitztes Gemenge von Kalk und arseniger Säure. (Ihr Verhalten zu Schwefelwasserstoff siehe bei den Sulfiden des Arseniks.)

Ihre wirksamsten Gegengifte sind die Hydrate von Eisenoxyd und von Magnesia.

VI. Säuren des Antimons.

Das Antimon bildet ebenfalls nur 2 Säuren, proportional den beiden Säuren des Arseniks.

1. Antimonsäure.



$$\overset{\therefore}{Sb} = 2008{,}75.$$

Bildung. Durch Auflösen von Antimonchlorid in Wasser, mit dem es sich in Chlorwasserstoff und Antimon-

säure zersetzt, die sich als weisses Pulver und verbunden mit Wasser abscheidet. Ferner durch Oxydation von Antimon mit höchst concentrirter Salpetersäure, Abdampfen und Erhitzen; durch Verbrennen von Antimon mit schmelzendem Salpeter, in welchem letzteren Fall antimonsaures Kaliumoxyd entsteht.

Eigenschaften. Die wasserhaltige Säure ist ein weisses, geschmackloses Pulver, verliert beim Erhitzen das Wasser. Die wasserfreie Säure ist blassgelb, entwickelt beim Glühen Sauerstoffgas und verwandelt sich in eine weisse, unschmelzbare Verbindung von Antimonsäure mit antimoniger Säure = $\dddot{\text{Sb}} + \overset{\cdot\cdot}{\dddot{\text{Sb}}}$ *). Die Antimonsäure ist auch in anderen Säuren unlöslich.

Sie ist eine sehr schwache Säure. Mehrere ihrer Salze werden beim Erhitzen plötzlich vorübergehend glühend, ohne Gewichtsveränderung, und werden nachher nicht mehr durch andere Säuren zersetzt.

2. Antimonige Säure (Antimonoxyd).

$\dddot{\text{Sb}} = 1808{,}75.$

Bildung. Beim Verbrennen des Antimons in der Luft, wobei sich der entstehende Rauch zu glänzenden Krystallen von antimoniger Säure condensirt. Ferner durch Oxydation von Schwefelantimon mit Salpetersäure. Sie kommt als Mineral (Weissspiessglanzerz) vor.

Eigenschaften. Farblose, sehr glänzende Krystalle oder weisses Pulver. Sie ist dimorph; sowohl die natürlich vorkommende als die künstlich dargestellte bildet reguläre Octaëder, und rhombische Prismen, entsprechend den beiden Formen der krystallisirten arsenigen Säure. In Wasser ist sie unlöslich. Bei abgehaltener Luft leicht schmelzbar, beim Erkalten krystallinisch erstarrend, in stärkerer Hitze flüchtig. In Salpetersäure unlöslich. Bei Glühhitze durch Kohle oder Wasserstoffgas leicht reducirbar.

---

*) Früher als eine eigenthümliche Oxydationsstufe = $\ddot{\ddot{\text{Sb}}}$ betrachtet und antimonige Säure genannt.

Sie ist eine sehr schwache Säure; mit einigen starken Säuren geht sie Verbindungen ein, worin sie sich wie eine schwache Base verhält. Sie wirkt stark brechenerregend.

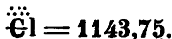
Die antimonige Säure ist löslich in starker Chlorwasserstoffsäure. Durch Zink und Eisen wird daraus das Antimon gefällt unter gleichzeitiger Bildung von Antimonwasserstoffgas. Beim Vermischen mit Wasser giebt diese Auflösung einen dicken, weissen, bald krystallinisch werdenden Niederschlag (Algarothpulver), eine Verbindung von Antimonoxyd mit Antimonchlorür, $SbCl^3 + 5 SbO^3$. Sie entsteht auch bei der Zersetzung des wasserfreien Antimonchlorürs mit Wasser. In trocknem Zustand ist sie ein weisses, krystallinisches Pulver, welches beim Erhitzen in abdestillirendes wasserfreies Antimonchlorür und schmelzendes krystallisirendes Oxyd zerfällt. Die von seiner Bildung übrige Flüssigkeit ist eine Auflösung von Chlorantimon in Chlorwasserstoffsäure. In concentrirtem Zustand, als ein schweres, öliges, ätzendes Liquidum, erhält man sie auch durch Destillation von Antimonoxyd mit Kochsalz und concentrirter Schwefelsäure. Bei der Destillation für sich geht zuerst flüssige Chlorwasserstoffsäure, nachher wasserfreies Antimonchlorür über.

Das Verhalten des Antimonoxyds zu Schwefelwasserstoff siehe bei den Sulfiden des Antimons.

VII. Säuren des Chlors.

Das Chlor bildet 4 Sauerstoffsäuren, die *Ueberchlorsäure, Chlorsäure, chlorige* und *unterchlorige Säure*, worin sich die Sauerstoffmengen verhalten = 7 : 5 : 3 : 1. Keine derselben ist direct hervorzubringen.

1. Ueberchlorsäure.



$\dddot{Cl} = 1143{,}75.$

Bildung und Darstellung. Wenn chlorsaures Kaliumoxyd so lange geschmolzen wird, bis bei der Temperatur, wobei es zuerst mit Leichtigkeit Sauerstoffgas

entwickelte, die Gasentwickelung sich sehr zu vermindern anfängt, so ist es in ein Gemenge von leicht löslichem Chlorkalium mit ungefähr 45 Procent sehr schwer löslichem überchlorsaurem Kaliumoxyd verwandelt, die man durch Auflösen und Krystallisiren von einander trennt. Durch Destillation des überchlorsauren Kali's mit grossem Ueberschuss von concentirter Schwefelsäure erhält man die Ueberchlorsäure.

Eigenschaften. Die wasserhaltige Säure ist eine farblose, saure Flüssigkeit von 1,65 spec. Gewicht. Siedet erst bei + 200° Zieht begierig Feuchtigkeit an. Der Dampf der kochenden Säure entzündet hineingehaltenes Papier. Durch Destillation mit dem mehrfachen Gewichte von Schwefelsäure wird sie grossentheils zersetzt in Chlor- und Sauerstoffgas, zum Theil aber geht sie als wasserfreie Säure über, die rauchende, farblose, leicht schmelzbare Krystalle bildet.

Die Ueberchlorsäure ist eine sehr starke Säure und viel beständiger als alle übrigen Chlorsäuren. Ihre Salze verhalten sich wie die chlorsauren.

2. Chlorsäure.

$$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{\mathrm{Cl}}} = 943{,}75.$$

Bild. und Darstell. Durch Sättigung einer concentrirten Lösung von Kaliumoxydhydrat (Kalihydrat) mit Chlorgas, wobei $\frac{5}{6}$ des Kali's in Chlorkalium, und $\frac{1}{6}$ in chlorsaures Kaliumoxyd verwandelt werden, welches letztere wegen seiner Schwerlöslichkeit sich in Krystallen ausscheidet. Die Chlorsäure scheidet man daraus ab, indem man es in siedendem Wasser löst und so lange Fluorkieselwasserstoffsäure zumischt, als noch Fluorkieselkalium niederfällt. Die entstandene Lösung von Chlorsäure wird durch Verdunsten bei sehr gelinder Wärme concentrirt.

Eigenschaften. Nur in wasserhaltigem Zustand bekannt. Syrupdicke, sehr saure, fast geruchlose Flüssigkeit. Zersetzt sich bei der Destillation in Chlorgas, Sauerstoffgas und Ueberchlorsäure. Verwandelt sich mit

1 Volumen des Gases in 1 Volumen Sauerstoffgas und ½ Volumen Chlorgas zerfällt. Selbst im liquiden Zustand explodirt diese Verbindung mit grosser Gewalt. Sie kann als ClO^4, als Unterchlorsäure, betrachtet werden. Wahrscheinlicher aber ist es, dass sie entweder eine Verbindung von Chlorsäure mit chloriger Säure, $ClO^3 + ClO^5$, oder von Chlorsäure mit einem für sich unbekannten Chloroxyd ist, $= ClO^2 + 2 ClO^5$.

4. Unterchlorige Säure.

$\dot{Cl} = 543{,}75.$

Bild. u. Darst. Sie bildet sich durch Sättigen von gelöschtem Kalk (Calciumoxydhydrat) mit Chlorgas, wobei die Kalkerde halb in Chlorcalcium und halb in unterchlorigsaure Kalkerde verwandelt wird; ferner durch Sättigen einer verdünnten Lösung von Kalihydrat oder einer Lösung von kohlensaurem Kaliumoxyd mit Chlorgas, welche dann unterchlorigsaures Kaliumoxyd, Chlorkalium und Kali-Bicarbonat enthält. Durch weitere Einwirkung wird auch das unterchlorigsaure Salz zersetzt und die Flüssigkeit enthält dann freie unterchlorige Säure, die man bei gelinder Wärme abdestilliren kann. Wasserfrei erhält man sie, indem man über durch Fällung bereitetes und durch Erwärmen vorher von Wasser befreites und stark abgekühltes Quecksilberoxyd Chlorgas leitet und die sich bildende chlorige Säure in einem bis ungefähr zu —10° abgekühlten Rohr verdichtet.

Eigenschaften. Rothes Liquidum, siedet schon bei +20° und bildet ein rothgelbes Gas von eigenthümlichem, chlorartigem Geruch, 2,97 spec. Gewicht, explodirt schon durch die Wärme der Hand, oder in Berührung mit Kohle, vergrössert dabei sein Volumen von 1 zu 1½, und ist nun in ein Gemenge von 1 Volumen Chlorgas und ½ Volumen Sauerstoffgas verwandelt. Wasser absorbirt sein 200faches Volumen; die Auflösung ist dunkelgelb und riecht wie das Gas; im Licht und in der Wärme zersezt sie sich in Chlorgas und in Chlorsäure. Sie bleicht

Pflanzenfarben, oxydirt Chlorkalium zu chlorsaurem Kali und Chlorblei zu Superoxyd. Dieselbe bleichende Eigenschaft haben ihre Salze, worauf die technische Anwendung des Chlors beruht.

VIII. Säuren des Broms und Jods.

Brom bildet, wie es scheint, nur eine Säure, von ähnlichen Eigenschaften wie die Chlorsäure, und proportional mit ihr zusammengesetzt, mit der sie auch gleiche Bildungsweise hat.

Das Jod bildet eine *Ueberjodsäure* und eine *Jodsäure*. Die *Ueberjodsäure*, $\text{Ɨ}O^7$, entsteht, an Baryterde gebunden, durch Erhitzen von jodsaurer Baryterde; ferner, unter Bildung von Chlornatrium, wenn man eine mit Natronhydrat vermischte Lösung von jodsaurem Natron mit Chlorgas sättigt, wobei sich $2NaO \, . \, \text{Ɨ}O^7$ als schwerlösliches Salz abscheidet. Die Ueberjodsäure bildet mit $5\text{Ħ}O$ farblose, bei 130° ohne Zersetzung schmelzbare zerfliessliche Krystalle. Die *Jodsäure*, $\text{Ɨ}O^5$, entsteht sowohl bei Auflösung von Jod in Kali, als auch durch Auflösen von Jod in höchst concentrirter, farbloser Salpetersäure. Sie bildet farblose, in Wasser leicht lösliche Krystalle, verliert in der Wärme ihr basisches Wasser, schmilzt beim stärkeren Erhitzen und zerfällt dann in Jod und Sauerstoffgas. Schweflige Säure fällt aus ihrer Lösung und ihren Salzen freies Jod.

Vom *Fluor* ist noch keine Sauerstoffverbindung bekannt.

IX. Säuren und Oxyd des Kohlenstoffs.

Der Kohlenstoff bildet mit dem Sauerstoff nur zwei Verbindungen, welche das einfache Kohlenstoffatom enthalten. Sie sind die Kohlensäure und das Kohlenoxyd, in denen sich die Sauerstoffmengen wie 2 : 1 verhalten. Sie sind feuerbeständig. Indessen gibt es noch andere Sauerstoff-Verbindungen des Kohlenstoffs, die aber, gleich allen organischen Verbindungen, in 1 Aequivalent 2 oder mehr Atome Kohlenstoff enthalten, und von denen daher anzu-

nehmen ist, dass sie ein aus 2 Atomen Kohlenstoff zusammengesetztes Radical enthalten. Sie sind nicht feuerbeständig. Sie werden in der organischen Chemie abgehandelt. Es gehört dazu auch die Oxalsäure, C^2O^3, die indessen wegen ihrer einfachen Beziehungen zum Kohlenoxyd und zur Kohlensäure schon hier kurz angeführt werden soll.

1. Kohlensäure.

$\ddot{C} = 275.$

Bildung u. Vorkommen. Die Kohlensäure entsteht durch Verbrennen von Diamant, Graphit, gewöhnlicher Kohle und kohlenstoffhaltigen Körpern in der Luft oder in reinem Sauerstoffgas. Letzteres verändert bei seiner Umwandlung in Kohlensäuregas seinen Umfang nicht. Sie entsteht ferner beim Glühen vieler Metalloxyde mit Kohle. Weil sie ein beständiges Product der Verbrennung von allem gewöhnlichen Brennmaterial, der Verwesung der organischen Körper und ein beständiges Product des Athmens der Thiere ist (S. 29), und ausserdem aus den Vulkanen und in vulkanischen Gegenden aus dem Innern der Erde unaufhörlich in ausserordentlicher Menge ausströmt, macht sie einen beständigen, wiewohl relativ nur kleinen Bestandtheil der Atmosphäre aus (S. 28). Die meiste Kohlensäure kommt aber gebunden an Basen vor, besonders an Kalkerde, mit der sie die verschiedenen Arten des Kalksteins bildet.

Darstellung. Durch Zersetzung von kohlensaurem Kalk (Kreide oder Marmor) mit verdünnter Schwefelsäure oder Salpetersäure.

Eigenschaften. Farbloses Gas, von schwach säuerlichem Geruch und Geschmack. Lackmus schwach und vorübergehend röthend; von 1,529 specifischem Gewicht. Verlöscht Feuer und wirkt, in reiner Gestalt eingeathmet, tödtlich. Wird unter einem Druck von 36 Atmosphären und bei 0° zu einer dünnen, farblosen, mit Wasser nicht mischbaren Flüssigkeit condensirt. Diese ist durch Wärme

ausdehnbarer als das Gas; bei — 8° ist ihr spec. Gewicht 0,98, bei 27° ist es 0,72. Bei ihrer Verdunstung erzeugt sie eine Kälte von —79°, wobei die übrige Säure selbst zu einer festen schneeähnlichen Masse erstarrt. Diese verdunstet, wegen ihrer geringen Wärmeleitung und niedrigen Temperatur, nur langsam an der Luft. Sie schmilzt bei —57° und übt dann schon einen Druck von 5 Atmosphären aus. Der Druck ihres Dampfes steigt für jeden Thermometergrad fast um eine Atmosphäre. In einem starken Glasrohr bis zu — 70° abgekühlt, erstarrt sie zu einer festen, klaren Masse. In liquider Form wird sie nach demselben Prinzip, wie das liquide Chlor, oder in grösserem Maassstabe durch Zusammenpressen vermittelst einer Druckpumpe dargestellt.

Kalium oder Natrium in Kohlensäuregas erhitzt, verbrennen darin unter Abscheidung von Kohle. Kein anderer Körper vermag auf diese Weise die freie Kohlensäure zu zersetzen. Dagegen lässt sich aus der Kohlensäure in Salzen, z. B. im kohlensauren Natriumoxyd, durch Glühen desselben in Phosphorgas, schwarze, pulverförmige Kohle abscheiden, weil hierbei phosphorsaures Salz entsteht.

Das Kohlensäuregas ist in Wasser löslich; bei gewöhnlichem Druck und gewöhnlicher Temperatur nimmt 1 Maass Wasser 1 Maass Gas auf. Unter höherem Druck ändert sich das Volum-Verhältniss nicht; da aber die Dichtigkeit des Kohlensäuregases proportional dem Druck zunimmt, so wird ein unter höherem Druck gesättigtes Wasser ein diesem Druck proportionales, grösseres Gewicht Kohlensäure enthalten. Das mit Kohlensäure gesättigte Wasser hat einen schwach säuerlichen Geschmack, röthet Lackmuspapier, und verliert wieder beim Stehen in der Luft oder beim Kochen sein sämmtliches Gas. Alle moussirenden Mineralwasser, z. B. das Selterwasser, sind solche Auflösungen von Kohlensäure in salzhaltigem Wasser. Man macht sie künstlich nach, indem man Wasser mit Kohlensäure sättigt, nachdem man in demselben alle die Salze aufgelöst hat, die in dem natürlichen enthalten sind. Selbst das gewöhnliche Quell- und Brunnenwasser enthält stets mehr

oder weniger Kohlensäure aufgelöst. Auflösungen von Kohlensäure sind ferner alle gegohrenen moussirenden Weine und Biere, und das Schäumen derselben beruht auf dem Entweichen eines Theiles der in ihnen enthaltenen Kohlensäure, die bei der Gährung aus dem Zucker gebildet wurde.

Wegen seiner Schwere erhält sich das Kohlensäuregas in verschlossenen Räumen lange am Boden und kann sich in Höhlen, Brunnen und in den Kellern, worin Gährungen im Grossen stattfinden, in solcher Menge ansammeln, dass es Erstickung bewirkt.

Die Kohlensäure trübt das Kalkwasser und schlägt daraus pulverförmigen kohlensauren Kalk nieder, wodurch sie sich von anderen Gasen unterscheiden lässt.

Die Kohlensäure ist eine der schwächsten Säuren und wird von den meisten übrigen aus ihren Verbindungen ausgetrieben. Weil sie in freiem Zustande gasförmig ist, so verursacht ihr Entweichen, wenn es in Berührung mit einer Flüssigkeit stattfindet, immer ein Aufbrausen.

Die Kohlensäure besteht aus:

	Aeq.	Proc.	Vol.
Kohlenstoff	1	27,27	½
Sauerstoff	2	72,73	1
	$\ddot{C} = 275$	100,00	1.

2. Kohlenoxyd.

$\dot{C} = 175.$

Darstellung. Indem man der Kohlensäure die Hälfte ihres Sauerstoffs entzieht, z. B. durch Glühen von Kohle in Kohlensäure, wobei 1 Maass Kohlensäuregas 2 Maass Kohlenoxydgas giebt. Ferner durch Glühen von Kreide mit Kohle. — Am leichtesten erhält man es durch Zersetzung der Oxalsäure mit Schwefelsäure, wobei es durch Kalkhydrat vom Kohlensäuregas zu trennen ist.

Eigenschaften. Farbloses, geruchloses, in Wasser fast unlösliches, nicht condensirbares Gas von 0,967 spec. Gewicht; entzündlich und mit hellblauer Flamme zu Koh-

lensäure verbrennend. 1 Maass Kohlenoxydgas nimmt dabei ½ Maass Sauerstoffgas auf und giebt 1 Maass Kohlensäuregas; im Kohlenoxydgas ist also der Kohlenstoff mit halb so viel Sauerstoff als in der Kohlensäure verbunden, oder 1 Volumen besteht aus ½ Volumen Sauerstoffgas und ½ Volumen Kohlenstoffgas.

Das Kohlenoxydgas bildet sich stets beim Verbrennen höherer Kohlenschichten, und bildet die über denselben erscheinende schwache, bläuliche Flamme. Es scheint beim Einathmen giftig zu wirken.

3. Oxalsäure.

$\dddot{C} = 450.$

Vorkommen. In vielen Pflanzen, besonders in dem sauren Safte des Sauerklee's *(Oxalis acetosella)* an Kali gebunden als Kleesalz, daher auch der Name Kleesäure.

Darstellung. Da die Oxalsäure durch Einwirkung von Salpetersäure auf sehr viele Pflanzenstoffe gebildet wird, so kann man sie, ausser durch Abscheidung aus dem Kleesalz, besonders vortheilhaft auch durch Kochen von 1 Theil Zucker oder Stärke mit 8 Theilen Salpetersäure von 1,38 spec. Gewicht erhalten, wobei Kohlensäure und salpetrige Säure weggehen, und Oxalsäure aus der erkaltenden oder nachher durch Abdampfen concentrirten Flüssigkeit herauskrystallisirt.

Eigenschaften. Farblose klare Krystalle von sehr saurem Geschmack, die an der Luft zu Mehl zerfallen, indem sie ⅔ ihres chemisch gebundenen Wassers verlieren, wobei aber die Säure noch 20 Procent oder 1 Atom basisches Wasser zurückbehält; im wasserfreien Zustande kennt man sie nicht. In 8 Th. kalten Wassers löslich. Die verwitterte Säure sublimirt sich bei 150° unzersetzt in Krystallen; ihr Dampf reizt stark zum Husten. In einer Retorte erhitzt, schmilzt die krystallisirte bei +98°, und zersetzt sich bei +155° unter Aufkochen vollständig in eine Auflösung von Ameisensäure in Wasser, und in ein Gemenge von Kohlensäure- und Kohlenoxydgas.

Mit rauchender Schwefelsäure übergossen, wird die zerfallene Oxalsäure, durch Wasser-Entziehung, in ein Gasgemenge aus gleichen Maasstheilen Kohlensäure und Kohlenoxyd zersetzt. Mit Mangansuperoxyd bildet sie weisses oxalsaures Manganoxydul und Kohlensäuregas. Oxalsaurer Kalk, welcher aus den Kalksalzen durch freie Oxalsäure als weisses, unlösliches Pulver gefällt wird, verwandelt sich beim gelinden Glühen in kohlensauren Kalk und Kohlenoxydgas.

X. Borsäure.

$\dddot{B} = 436,25$.

Vorkommen. Nur sparsam; frei in den Dämpfen einiger Vulkane und in heissen Quellen; an Basen gebunden im Borax und einigen seltner vorkommenden Mineralien.

Darstellung. Man reinigt die käufliche, aus den heissen Quellen in Toscana gewonnene, durch Umkrystallisiren aus siedend heisser, sehr verdünnter Schwefelsäure; oder man vermischt eine siedendheiss gesättigte Lösung von borsaurem Natron (Borax) mit überschüssiger Chlorwasserstoffsäure und lässt erkalten, worauf die Borsäure auskrystallisirt. Durch Umkrystallisiren wird sie gereinigt.

Eigenschaften. Farblose, glänzende, schuppige Krystalle, von schwachem Geschmack, in Wasser schwer löslich. Beim Erhitzen schmilzt sie und bläht sich stark auf, indem sie 43,6 Procent oder 3 Atome chemisch gebundenes Wasser verliert. Die wasserfreie Säure schmilzt erst bei Glühhitze und erstarrt zu einem amorphen, klaren Glas. Erst in sehr hoher Temperatur wird sie gasförmig; aber die wasserhaltige Säure verflüchtigt sich schon mit den Dämpfen von siedendem Wasser. Ihre Auflösung in Weingeist brennt mit grüner Flamme. Sie röthet schwach Lackmuspapier; Curcumapapier wird dadurch braun. Selbst Spuren von borsauren Salzen, versetzt mit Salzsäure, verrathen sich durch diese Bräunung beim Trocknen des Papiers.

Sie ist eine der schwächsten Säuren. In der Glüh-

hitze aber vermag sie selbst starke Säuren auszutreiben und fast alle basischen Oxyde aufzulösen.

XI. Säure und Oxyd des Siliciums.

1. Kieselsäure.

$\dddot{Si} = 566,25$.

Vorkommen. Sie macht einen der Hauptbestandtheile der festen Masse unserer Erde aus und kommt theils in Verbindung mit Basen, theils für sich als Quarz, Sand, Sandstein, Chalcedon, Feuerstein, Opal, und krystallisirt als Bergkrystall vor. Sie ist selbst ein wesentlicher Bestandtheil von Organismen, z. B. der Infusorien, der Epidermis der Gräser, der Federfahne, und findet sich in der Asche aller Pflanzen,

Eigenschaften. Als Bergkrystall ist die Kieselsäure farblos, durchsichtig, sehr hart, von 2,6 spec. Gewicht; die aus Verbindungen abgeschiedene, künstlich dargestellte ist ein weisses, sich rauh anfühlendes, geschmackloses Pulver. Nur im Sauerstoffgasgebläse zum klaren, harten, amorphen Glase schmelzbar. In Wasser und allen Säuren, die Flusssäure ausgenommen, vollkommen unlöslich.

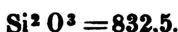
Sie besteht aus:

	Aeq.	Proc.
Kiesel	1	47,02
Sauerstoff	3	52,98
	$Si\,O^3$ 566,25	100,00.

Die Kieselsäure ist eine nur höchst schwache Säure. In Verbindung mit Basen bildet sie eine sehr grosse Klasse von Mineralien, die Silicate, z. B. die vielen Arten von Feldspath, Glimmer, Hornblende, Granat etc. In diesen Silicaten scheint die Kieselsäure in zweierlei Zuständen enthalten zu sein, da viele selbst durch die stärksten Säuren nicht zersetzt werden, wozu auch das ähnlich zusammengesetzte Glas und Porzellan gehören. Aus den durch Säuren zersetzbaren abgeschieden, z. B. aus dem durch

Schmelzen von 6 Th. kohlensaurem Natron und 5 Th. gepulvertem Quarz oder Sand gebildeten Silicat, bildet die Kieselsäure, gleich der aus Chlor-, Fluor- und Schwefel-Kiesel durch Wasser-Zersetzung entstandenen, nicht ein Pulver, sondern eine dicke, aufgequollene, durchscheinende Gallerte, die zu einer opalähnlichen, amorphen Masse eintrocknet, und in diesem Zustande sowohl in Säuren, als auch in reinem Wasser in bedeutender Menge löslich ist. Hieraus ihr Vorkommen in Quellwassern, besonders in den heissen Quellen auf Island, und die Bildung des Kieselsinters in denselben erklärlich. Sobald sie aber ausgetrocknet und erhitzt worden ist, hat sie diese Löslichkeit vollständig verloren.

2. Kieseloxyd.



$Si^2 O^3 = 832,5$.

Bildung und Eigenschaften. Es entsteht bei der Zersetzung des Kieselchlorürs (S. 56) mit Wasser. Es ist nur als Hydrat, $Si^2 O^3 + 2HO$, bekannt. Es ist weiss, amorph, sehr leicht und wird von Alkalien, selbst Ammoniak, unter lebhafter Entwickelung von Wasserstoffgas zu Kieselsäure aufgelöst. An der Luft erhitzt, entzündet es sich und verbrennt mit Flamme. Ohne Luftzutritt erhitzt, entwickelt es Kieselwasserstoffgas, das sich aber dabei grossentheils zersetzt in Wasserstoffgas und amorphes Silicium, welches die zurückbleibende Kieselsäure braun färbt.

Sauerstoffsäuren mit zusammengesetztem Radical.

Die Anzahl der Sauerstoffsäuren mit zusammengesetztem Radical ist sehr gross. Sehr viele kommen im Pflanzenreich fertig gebildet vor. Andere können, durch Einwirkung namentlich der Salpetersäure und der starken Salzbasen, oder durch Einwirkung einer höheren Tempe-

ratur, aus jenen natürlichen oder überhaupt aus organischen Stoffen gebildet werden. Man nennt sie gewöhnlich organische Säuren. Sie bestehen alle entweder aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, oder aus diesen und Stickstoff, in verschiedenen Verhältnissen mit einander verbunden. Man muss sie betrachten als Verbindungen von Sauerstoff mit zusammengesetzten Radicalen. Die Beschreibung dieser Säuren folgt in der organischen Chemie. Nur vier Sauerstoffsäuren mit zusammengesetztem Radical können hier betrachtet werden, die Cyansäure, die Cyanursäure, die Knallsäure und die Fulminursäure.

1. Cyansäure.

$\dot{\text{Cy}} = 425.$

Bildung. Die Cyansäure kann nicht unmittelbar aus Cyan und Sauerstoff zusammengesetzt werden, sie bildet sich aber auf ganz ähnliche Weise wie die unterchlorige Säure, indem man nämlich Cyangas in eine Auflösung einer starken Basis, z. B. Kali, leitet, wodurch cyansaures Kali und Cyankalium entstehen. Sie bildet sich ferner durch Glühen von Kali in Cyangas, wodurch dieselben Producte erhalten werden. Ferner durch Schmelzen von Cyankalium an der Luft oder mit Bleioxyd, welches letztere dabei zu Metall reducirt wird, oder durch Glühen von Cyaneisenkalium mit Mangansuperoxyd (siehe Kalium), oder endlich durch Zusammenschmelzen von Stickstoffbor oder Stickstoffkiesel mit kohlensaurem Kali, welche dabei gerade auf in borsaures oder kieselsaures und cyansaures Salz verwandelt werden.

Aus ihren Salzen kann die Cyansäure nicht durch Zersetzung mit anderen stärkeren Säuren dargestellt werden, weil sie sich in dem Augenblick des Freiwerdens mit dem gegenwärtigen Wasser in Kohlensäure und Ammoniak (NH^3) zersetzt, welche erstere unter Aufbrausen entweicht, während letzteres mit der zugesetzten Säure verbunden bleibt. Man erhält sie aber isolirt durch Destillation der Cyanursäure.

Eigenschaften. Nur in wasserhaltigem Zustande bekannt. Farblose, durchdringend und stechend sauer riechende Flüssigkeit. Erzeugt augenblicklich auf der Haut schmerzhafte Blasen. Nur unter 0° beständig; sobald sie die gewöhnliche Lufttemperatur annimmt, verwandelt sie sich, unter freiwilliger Erhitzung und explosionsartigem Aufkochen, in eine weisse, feste, geschmack- und geruchlose Masse, die mit wasserhaltiger Cyansäure isomerisch ist und in höherer Temperatur wieder in diese zurückverwandelt wird. — Mit Wasser zersetzt sich die Cyansäure unter heftigem Aufbrausen in Kohlensäuregas und kohlensaures Ammoniak.

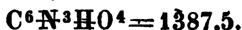
Die Cyansäure besteht aus:

	Aeq.	Proc.	
Kohlenstoff . .	2 . .	35,3	=76,5 Cyan
Stickstoff . .	1 . .	41,2	
Sauerstoff . .	1 . .	23,5	
Cy=425	. .	100,0.	

Die oben beschriebene wasserhaltige Cyansäure enthält 1 Atom Wasser. Die Bestandtheile von 2 Atomen Wasser hinzugerechnet, giebt die Zusammensetzung von 1 Atom Ammoniak (NH^3) und 2 Atomen Kohlensäure.

Die cyansauren Salze enthalten auf 1 Atom Säure 1 Atom Basis.

2. Cyanursäure.



$C^6N^3HO^4 = 1387{,}5$.

Bildung. Durch Erhitzen von Wasser mit festem Cyanchlorid, $C^6N^3Cl^3$ (S. 52), welches sich dabei in Chlorwasserstoff und Cyanursäure verwandelt. Ihre leichtere Darstellungsweise aus Harnstoff siehe unter Ammoniak.

Eigenschaften. Farblose, rhombische Prismen von schwach saurem Geschmack, in kaltem Wasser sehr schwer löslich. Verwittert in der Wärme unter Verlust von 21,8 Procent oder 4 At. Wasser.

Die Cyanursäure ist eine zweibasische Säure. Die ver-



witterte Säure ist $C^6N^3H^3O^6$, das heisst $2HO.C^6N^3HO^4$. In ihren neutralen Salzen sind die 2 Wasseratome durch 2 At. Basen vertretbar, in den sauren nur das eine durch 1 At. Base. Beim Erhitzen verwandeln sie sich in cyansaure Salze und wasserhaltige Cyansäure.

Die verwitterte Säure ist isomer mit wasserhaltiger Cyansäure. In höherer Temperatur setzt sie sich gerade auf in diese um, — die Art, wie man diese darstellt.

Nach einer anderen Ansicht entspricht die Cyanursäure in der Zusammensetzung vollkommen dem festen Cyanchlorid und ist eine 3basische Säure. Die verwitterte Säure ist hiernach $3HO.C^6N^3O^3$, und die neutralen Salze, nach der ersten Ansicht, enthalten als drittes Basenatom 1 Atom Wasser.

3. Knallsäure.*)



$C^8N^4H^2O^6 = 1925.$

Bildung. Wenn der Dampf von salpetriger Säure in eine Lösung von salpetersaurem Silberoxyd in Alkohol ($C^4H^6O^2$) geleitet wird, so entsteht unter wechselseitiger Zersetzung dieser Verbindungen ein schwer lösliches, in farblosen Prismen sich ausscheidendes Silbersalz, ausgezeichnet durch die Eigenschaft, beim Erwärmen oder durch schwachen Druck mit furchtbarer Gewalt zu explodiren. Es wird auch durch Erwärmen eines Gemisches von salpetersaurem Silberoxyd, Alkohol und Salpetersäure gebildet. Auf gleiche Weise entsteht ein entsprechendes, durch seine explosive Eigenschaft ebenfalls äusserst gefährliches Quecksilbersalz. Die in diesen Salzen enthaltene Säure konnte bis jetzt nicht isolirt erhalten werden, weil sie, getrennt von den Basen, sogleich in andere Produkte zerfällt.

---

*) Diese Säure gehört noch viel mehr als die beiden vorhergehenden in das Gebiet der organischen Chemie, indessen kann sie wegen der Beziehungen, in denen sie zu jenen steht, auch schon hier abgehandelt werden.

Das Atom dieser Säure ist aus dreierlei Verbindungen zusammengesetzt. Es enthält 2 Atome Cyansäure, verbunden mit einem aus C^4NH[illegible]$\ddddot{N}$ zusammengesetzten Körper. In dem letzteren können die 2 Wasserstoffatome durch 2 Atome Metall ersetzt werden. Sie ist eine zweibasische Säure; ihre neutralen Salze sind nach der Formel des Silbersalzes, $\dot{A}g^2C^4N^2O^2 + C^4NAg^2\ddddot{N}$, zusammengesetzt. Stärkere Basen scheiden aus ihnen nur die Hälfte des Metalls als Oxyd aus, indem an die Stelle desselben 2 Atome der anderen Base treten. Eben so scheidet Chlornatrium aus dem Silbersalz nur die Hälfte des Silbers als Chlorsilber aus. Die so entstehenden anderen Salze sind alle explosiv. Im wasserhaltigen Zustande, $\dot{H}^2 + C^8N^4H^2O^6$, gedacht, ist sie zufällig isomer mit wasserhaltiger Cyansäure.

4. Fulminursäure.



$C^6N^3H^2O^5 = 1500.$

Bildung. Durch längeres Kochen von knallsaurem Quecksilberoxyd mit einer Lösung von Chlorkalium. Unter Aufnahme der Elemente von 2 Atomen Wasser theilt sich die Knallsäure in 1 At. Cyansäure und 1 At. Fulminursäure, die mit dem 1 At. des entstehenden Kali's in Verbindung tritt, während 2 At. Quecksilberchlorid gebildet und 2 At. Quecksilberoxyd ausgeschieden werden. Das entstehende cyansaure Kali verwandelt sich mit Wasser in kohlensaures Kali und kohlensaures Ammoniak. Aus der Flüssigkeit krystallisirt das fulminursaure Kali in glänzenden Prismen.

Die isolirte Fulminursäure, $\dot{H} + C^6N^3H^2O^5$, bildet leicht lösliche, farblose Prismen von saurem Geschmack. Beim Erhitzen verpufft sie schwach, eben so ihre Salze. Sie ist isomer mit wasserhaltiger Cyanursäure. Sie ist zu betrachten als $\dot{H} + C^2NO + C^4H^2N\ddddot{N}$.

II. Sulfide.

Sulfide nennt man solche Schwefelverbindungen, welche sich analog den Sauerstoffsäuren verhalten und sich mit basischen Schwefelmetallen, d. h. mit den Schwefelverbindungen derjenigen Metalle vereinigen können, deren entsprechende Oxyde Basen sind. Unter den Metalloïden sind es hauptsächlich Wasserstoff, Kohlenstoff, Phosphor, Arsenik und Antimon, von denen bis jetzt Sulfide genau bekannt sind. Bei den Metallen sind in der Regel alle diejenigen Schwefelverbindungen Sulfide, die den Sauerstoffsäuren derselben Metalle proportional zusammengesetzt sind.

In ihren Verbindungen mit den basischen Schwefelmetallen befolgen die Sulfide dieselben Gesetze, wie die Sauerstoffsäuren.

1. Wasserstoffsulfid (Schwefelwasserstoff).

HS.

Bildung. Die Vereinigung zwischen Schwefel und Wasserstoff lässt sich nicht auf unmittelbarem Wege bewerkstelligen; sie geht aber leicht dadurch vor sich, dass beide Körper in dem Augenblick, wo sie aus anderen Verbindungen frei werden, mit einander in Berührung kommen; namentlich wenn die Schwefelverbindung eines wasserzersetzenden Metalles Wasser zersetzt, z. B. bei der Auflösung von Schwefeleisen in verdünnter Schwefelsäure*).

Eigenschaften. Das Wasserstoffsulfid ist ein farbloses Gas, ausgezeichnet durch einen höchst stinkenden, faulen Eiern ähnlichen Geruch; beim Einathmen wirkt es giftig, es ist brennbar und lässt sich schon durch glimmende Kohle entflammen; blankes Silber und Kupfer

*) Das Einfach-Schwefeleisen hierzu wird durch Erhitzen von 2 Gewichtstheilen Schwefelpulver mit 3 Th. Eisenfeilspäne erhalten.

werden dadurch geschwärzt. Spec. Gewicht 1,1912. Durch einen Druck von 15 Atmosphären bei + 10° wird es zu einer farblosen, sehr dünnen Flüssigkeit condensirt, die bei —85° krystallisirt und bei Aufhebung des Drucks unter Explosion wieder gasförmig wird.

Wasser absorbirt, je nach der Temperatur, 2 bis 3 Maas Schwefelwasserstoffgas, und erhält dadurch seinen Geruch und einen bitteren Geschmack. Durch Einwirkung der Luft wird es milchig von abgesetztem Schwefel. Eben so wirken salpetrige und schweflige Säure, Chlor, Brom und Jod. Durch Kochen entweicht wieder der ganze Gasgehalt. Die sogenannten Schwefelwasser oder hepatischen Mineralwasser sind natürlich vorkommende Auflösungen von Schwefelwasserstoff in Wasser.

Metalle, z. B. Zinn, in Schwefelwasserstoffgas geschmolzen, entziehen ihm den ganzen Schwefelgehalt, mit Zurücklassung eines unveränderten Volumens reinen Wasserstoffgases.

Das Wasserstoffsulfid besteht aus:

	Aeq.	Proc.	Vol.
Wasserstoff	1	5,81	2
Schwefel	1	94,19	1
	HS*) = 212,5	100,0	2.

Mit den meisten Metalloxyden zersetzt es sich und bildet damit Wasser und Schwefelmetalle. Mit den auf solche Weise entstehenden Schwefelverbindungen der Alkalimetalle verbindet es sich, und bildet damit Salze, worin Basis und Sulfid gleiche Mengen Schwefel enthalten.

Da viele der durch Schwefelwasserstoff gebildeten Schwefelmetalle in Wasser unauflöslich und eigenthümlich gefärbt sind, so bietet dieses Gas eins der wichtigsten Mittel zur Erkennung und Scheidung der Metalle dar.

Wasserstoffbisulfuret, HS^2. Zersetzt man eine Auflösung vom höchsten Schwefelcalcium (erhalten durch Kochen von Schwefel mit gelöschtem Kalk und Wasser)

*) Oder H', indem ein Komma über einem Atomzeichen ein Schwefelatom bedeutet.

durch Zumischung zu Chlorwasserstoffsäure, so scheidet sich ein zu Boden sinkender, gelber, ölförmiger Körper ab, der eine Verbindung von Wasserstoff mit doppelt so viel Schwefel ist, als das Wasserstoffsulfid enthält. Er enthält ausserdem überschüssigen Schwefel aufgelöst. Selbst in verschlossenen Gefässen zersetzt es sich bald in krystallisirenden Schwefel und in Schwefelwasserstoffgas, welches dabei durch seinen eigenen Druck liquid wird.

2. Kohlensulfid (Schwefelkohlenstoff).

CS^2.

Bildung. Entsteht nicht bei dem Siedepunkt des Schwefels, also nicht, wenn man Schwefel und Kohle zusammen destillirt; entsteht aber bei Glühhitze, wenn man Schwefel in Gasform über glühende Kohle leitet.

Eigenschaften. Farblose, sehr dünne, stark lichtbrechende Flüssigkeit, von eigenthümlichem Geruch; von 1,272 spec. Gewicht bei $+15^0$, also in Wasser untersinkend, darin unlöslich. Sehr flüchtig, siedet schon bei $+48^0$. Leicht entzündlich, mit blauer Flamme und sehr starker Wärme-Entwickelung zu Kohlensäure und schwefliger Säure verbrennend. In Gasform mit Stickoxydgas gemengt und angezündet, verbrennt es mit Explosion und weisser Flamme. Noch heftiger explodirt ein Gemenge von Schwefelkohlenstoffgas und Sauerstoffgas.

Metalle, in seinem Gas geglüht, verwandeln sich in Schwefelmetalle, gemengt mit Kohle.

Das Kohlensulfid ist die einzige bekannte Verbindung zwischen Kohlenstoff und Schwefel; es hat eine analoge Zusammensetzung wie die Kohlensäure und besteht aus:

	Aeq.	Proc.
Kohlenstoff	1	15,79
Schwefel	2	84,21
	$CS^2 = 475,0$.	100,00.

In seinen Salzen enthält die Basis halb so viel Schwefel, als das Sulfid.

Mit den starken Sauerstoffbasen zersetzt es sich theilweise unter gleichzeitiger Bildung eines kohlensauren und eines Kohlensulfidsalzes. Durch Chlor wird es bei Glühhitze in Chlorschwefel und Chlorkohlenstoff, CCl^2, verwandelt. Jod ist darin mit schön violetter Farbe löslich.

Der Schwefelkohlenstoff ist ein Auflösungsmittel für den Schwefel, woraus dieser in regelmässigen Rhombenoctaëdern zu erhalten ist.

3. Phosphorsulfide.

Der Phosphor bildet mit dem Schwefel 4 bestimmte Verbindungen, von denen 3 seinen 3 Sauerstoffsäuren analog zusammengesetzt sind und die Eigenschaften von Sulfiden haben.

Das *Phosphorsulfuret*, P^2S, ist selbst noch bei 0° ein farbloses, an der Luft rauchendes Liquidum. Es entsteht unmittelbar, wenn man unter Wasser ein Stück Phosphor auf einem Stück Schwefel liegen lässt.

Das *unterphosphorige Sulfid*, $\overset{\prime}{P}$, ist ein dem vorigen sehr ähnliches, ebenfalls sehr leicht entzündliches Liquidum. Entsteht durch Zusammenschmelzen von Phosphor und Schwefel in obigem Aequivalentverhältnisse unter Wasser bei sehr gelinder Wärme. Beide Verbindungen können in einem festen rothen Zustand erhalten werden, in welchem sie den Phosphor in seiner rothen Form zu enthalten scheinen.

Das *phosphorige Sulfid*, $\overset{\prime\prime\prime}{P}$, ist ein blassgelber, leicht schmelzbarer und sublimirbarer Körper.

Das *Phosphorsulfid*, $\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{P}$, ist dem vorigen sehr ähnlich. Es entsteht unter äusserst heftiger Feuer-Erscheinung und gefährlicher Explosion, wenn Phosphor und Schwefel über 100° zusammen erhitzt werden.

4. Arseniksulfide.

1. *Arseniksulfid*, $\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{As}$, oder das der Arseniksäure entsprechende Schwefelarsenik, entsteht durch Sättigung einer

Lösung von arseniksaurem Kali, $3KO . AsO^5$, mit Schwefelwasserstoff und Zersetzung des gebildeten Schwefelsalzes, $3KS . AsS^5$, durch verdünnte Schwefelsäure. Es ist ein, dem folgenden ähnliches, aber blasser gelbes Pulver. Giebt beim Schmelzen mit kohlensaurem Natron kein Sublimat von Arsenik.

2. *Arseniges Sulfid*, $\overset{'''}{As}$, gelbes Schwefelarsenik (Auripigment, Operment, Rauschgelb). Das natürliche bildet blättrige, sehr spaltbare, glänzende, durchscheinende Massen von schön gelber Farbe. Wird im Grossen erhalten durch Zusammenschmelzen von Schwefel mit arseniger Säure, enthält aber dann stets von letzterer eingeschmolzen. Rein erhält man es durch Fällung einer mit Chlorwasserstoffsäure vermischten Auflösung von arseniger Säure in Wasser durch Schwefelwasserstoff. Ohne Säurezusatz färbt sich die Lösung gelb, ohne Niederschlag. Es ist ein schön citrongelbes Pulver. Beim Erhitzen schmilzt es zu einem gelbrothen Liquidum, welches zu einem gelbrothen, amorphen Glase erstarrt und sich überdestilliren lässt. Verbrennt, gleich dem vorhergehenden, beim Erhitzen an der Luft mit Flamme. Giebt beim Erhitzen mit Cyankalium und kohlensaurem Natron oder mit diesem und Kohle ein Sublimat von metallglänzendem Arsenik. Mit kohlensaurem Natron allein erhitzt, wird nur ein Theil des Arseniks reducirt.

3. *Unterarseniges Sulfid*, $\overset{''}{As}$, rothes Schwefelarsenik (Realgar). Findet sich als Mineral krystallisirt in gelbrothen, durchsichtigen Krystallen. Das aus den Bestandtheilen in dem richtigen Verhältniss durch Zusammenschmelzen künstlich dargestellte bildet eine dunkelrothe, leicht schmelzbare, beim Erstarren krystallisirende Masse; das im Grossen durch Destillation von Schwefelkies mit Arsenikkies bereitete ist dunkelroth, amorph, mit glasigem, muschligem Bruch. Erhitzt sich mit Chlorschwefel und destillirt als Arsenikchlorür über unter Abscheidung des Schwefels. Wird als Farbe und zur Mischung des Weissfeuers (für Feuerwerke und Signalfeuer) gebraucht.

Die drei Arseniksulfide sind leicht löslich in den Lösungen sowohl der Schwefel- als der starken Sauerstoffbasen, in letzterem Falle unter gleichzeitiger Bildung von arsenigsaurem Salz. Durch Säuren werden sie wieder gefällt.

5. Antimonsulfide.

1. *Antimonsulfid,* $\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{\text{Sb}}$, (Goldschwefel oder Sulphur auratum der Pharmacie). Es wird am besten hervorgebracht durch Zusammenschmelzen des folgenden mit Schwefel und einer Schwefelbase, mit welcher es dann verbunden bleibt (s. Natrium-Sulfantimoniat). Durch eine Säure aus der Auflösung dieses Schwefelsalzes $3NaS . SbS^5$, gefällt, bildet es ein pomeranzengelbes Pulver. Beim Erhitzen zerfällt es in Schwefel und antimoniges Sulfid.

2. *Antimoniges Sulfid,* $\overset{\prime\prime\prime}{\text{Sb}}$. Es bildet das als Mineral vorkommende *Grauspiessglanzerz* und das daraus ausgeschmolzene *rohe Spiessglanz* (Antimonium crudum). Es kann durch unmittelbare Zusammenschmelzung der Bestandtheile erhalten werden. Bleigraue, stark glänzende Krystalle oder grossstrahlig krystallinische Masse, von 4,6 spec. Gewicht, Leiter der Electricität; spröde, leicht schmelzbar, in stärkerer Hitze flüchtig. Verliert beim Schmelzen in Wasserstoffgas allen Schwefel. Wird von concentrirter heisser Chlorwasserstoffsäure, unter Entwickelung von Schwefelwasserstoffgas, zu Antimonchlorür aufgelöst.

Im amorphen Zustande ist dieses Sulfid ein gelbrothes Pulver, welches beim Erhitzen krystallinisch und dabei schwarz wird. Es entsteht als ein lebhaft gelbrother Niederschlag durch Zersetzung des Antimonchlorürs, $SbCl^3$, oder der antimonigen Säure mit Schwefelwasserstoffgas. Ferner als dunkelbraune, amorphe Masse bei plötzlicher Abkühlung von schmelzendem Schwefelantimon. In diesem Zustande hat es 4,2 spec. Gewicht und leitet die Electricität nicht.

Das antimonige Sulfid lässt sich mit der antimonigen Säure zusammenschmelzen. Eine Masse der Art, bekannt unter dem Namen *Spiessglanzglas*, erhält man durch unvollständiges Rösten von Schwefelantimon und nachheriges Zusammenschmelzen der oxydirten Masse. Es ist eine dunkelroth durchscheinende, glasige Substanz. Das *Rothspiessglanzerz*, ein in rothen Krystallen vorkommendes Mineral, besteht aus $SbO^3 . 2SbS^3$.

Der *Kermes* der Pharmacie ist im Wesentlichen ein Gemenge von amorphem Schwefelantimon mit Antimonoxyd (s. Kalium).

Selen und *Tellur* bilden, analog dem Schwefel, *Selenide* und *Telluride*, die sich mit basischen Selen- und Tellur-Metallen verbinden. Bis jetzt sind nur das Wasserstoffselenid und das Wasserstofftellurid bekannt. Beide sind farblose, dem Wasserstoffsulfid selbst im Geruch sehr ähnliche, höchst giftige Gase. Sie werden auf ähnliche Weise erhalten wie letzteres. Sie sind in Wasser löslich; an der Luft scheiden sich aus dieser Lösung Selen und Tellur, ersteres als rothes, letzteres als graues Pulver ab.

III. Wasserstoffsäuren.

Chlor, Brom, Jod und Fluor machen unter den einfachen Stoffen eine ganz eigene Gruppe von sehr ähnlichen Körpern aus. Obgleich zusammengesetzt, müssen auch Cyan und Rhodan, wegen ihres ähnlichen Verhaltens, dazu gerechnet werden.

Diese Körper haben alle zu dem Wasserstoff grosse Affinität; die aus der Vereinigung mit demselben entspringenden Verbindungen sind durch dieselben Eigenschaften charakterisirt, wie die Sauerstoffsäuren, und würden durch

ihren völlig gleichen Geschmack, ihre Wirkung auf Pflanzenfarben und ihr Verhalten zu den Basen von jenen nicht zu unterscheiden sein. Daher ihr Name *Wasserstoffsäuren*.

Allein mit den basischen Oxyden verbinden sie sich nicht wirklich, sondern sie zersetzen sich damit, und zwar stets auf eine solche Weise, dass der Wasserstoff der Säure mit dem Sauerstoff des Oxyds ein Salz bildet. So z. B. giebt Chlorwasserstoffsäure mit Natriumoxyd Wasser und Chlornatrium (Kochsalz).

In Beziehung auf diese Eigenschaft, mit den basenbildenden Metallen Verbindungen hervorzubringen, welche in ihren Eigenschaften von den Sauerstoffsalzen nicht unterschieden sind, also Salze zu bilden, welche keinen Sauerstoff enthalten, hat man die eben genannten Körper *Salzbilder* (Corpora halogenia), und ihre Verbindungen mit den basenbildenden Metallen *Haloïdsalze* genannt.

Unter den Wasserstoffsäuren giebt es nicht, wie bei den Sauerstoffsäuren, mehrere Säurestufen von einem und demselben Radical. Jedes Radical bildet nur eine Wasserstoffsäure. Sie enthalten alle auf 1 Aequivalent Radical 1 Aequivalent Wasserstoff. Die Wasserstoffsäuren sind Säuren mit einfachem, oder Säuren mit zusammengesetztem Radical.

1. Chlorwasserstoffsäure.

HCl.

Darstellung. Wie schon Seite 39 erwähnt wurde, ist die Chlorwasserstoffsäure ein Gas, welches durch unmittelbare Vereinigung seiner Elemente entstehen kann. Sie bildet sich ferner bei der wechselseitigen Zersetzung von Chlorverbindungen mit Wasser, z. B. Chlorphosphor, oder bei der Zersetzung von Wasserstoff-Verbindungen durch Chlor. Gewöhnlich wird sie aus dem Kochsalz, einer Verbindung von Chlor mit dem Metalle Natrium, bereitet, und zwar dadurch, dass man es in einem Gasentwickelungs-Apparat mit concentrirter Schwefelsäure übergiesst. Der Wassergehalt der Schwefelsäure liefert hierbei dem

Chlor im Salz den Wasserstoff, und das Salz wird in schwefelsaures Natriumoxyd (Glaubersalz) verwandelt. Das practischte Verhältniss ist, auf 5 Th. Kochsalz 9 Th. Schwefelsäure, verdünnt mit ½ ihres Gewichts Wasser, anzuwenden. Das sich entwickelnde Gas wird über Quecksilber aufgefangen, wenn man es als Gas haben will, oder in kalt gehaltenes Wasser geleitet, wenn man flüssige Chlorwasserstoffsäure zu bereiten beabsichtigt.

Eigenschaften. Das Chlorwasserstoffsäuregas ist farblos, raucht stark an der Luft, besitzt einen sehr stechenden, erstickenden Geruch, und lässt sich unter einem Druck von 40 Atmosphären bei +10° zu einer farblosen Flüssigkeit verdichten. Sein gefundenes spec. Gewicht ist 1,2474.

Das Chlorwasserstoffgas besteht aus:

	Vol.	Spec. Gew.	Aeq.	Proc.
Chlor	½	1,2107	1	97,26
Wasserstoff	½	0,0347	1	2,74
HCl =	1	1,2454	455,7	100,00.

Basische Metalloxyde in dieses Gas gebracht, absorbiren dasselbe vollständig, und es bildet sich Wasser und ein festes Chlormetall (Haloïdsalz). In einigen Fällen ist diese Vereinigung mit Feuer-Erscheinung verbunden. — Werden solche Metalle, die das Wasser zersetzen können, in diesem Gase erhitzt, so zersetzen sie dasselbe, indem sie ihm das Chlor entziehen und ½ Volumen reines Wasserstoffgas zurücklassen.

Flüssige Chlorwasserstoffsäure. Das Chlorwasserstoffsäuregas wird in grosser Menge und mit ausserordentlicher Schnelligkeit vom Wasser absorbirt. 1 Volumen Wasser kann bei 0° sein 500faches Volumen Gas aufnehmen, und diess geschieht unter starker Erhitzung. Die hierdurch entstehende Flüssigkeit ist höchst sauer und ätzend, und bekannt unter dem Namen *Salzsäure*. Sie ist für den Chemiker und für mehrere technische Endzwecke eine der wichtigsten Säuren, und wird in grosser Menge fabricirt.

Die reine und mit Gas völlig gesättigte Salzsäure ist farblos, raucht an der Luft, riecht sehr stechend, schmeckt höchst sauer und wirkt ätzend, hat 1,19 spec. Gewicht, siedet sehr leicht, unter Entwickelung von Chlorwasserstoffsäuregas, wobei sie also verdünnt wird, und sich ihr Siedepunkt erhöht, bis zu dem Punkt, wo das Wasser kein Gas mehr entweichen lässt und mit der Säure überdestillirt, was dann bei 110° stattfindet. Die so verdünnte Säure enthält 20 Proc. Chlorwasserstoff und raucht nicht an der Luft. Die im Handel vorkommende Säure ist durch verunreinigende Stoffe gewöhnlich gelb gefärbt.

Zu den basischen Metalloxyden und ihren Metallen verhält sich die flüssige Säure wie das Gas. Sie lösen sich darin auf, wenn das sich bildende Chlormetall in Wasser löslich ist; die Oxyde ohne Gasentwickelung, die Metalle unter Entwickelung von Wasserstoffgas. Die Erscheinungen hierbei sind ganz dieselben, wie die Auflösung eines Oxyds oder Metalles in verdünnter Schwefelsäure, wiewohl der innere Vorgang ein anderer ist. Mit Superoxyden entwickelt sie Chlor.

Das *Königswasser*, welches vorzüglich zur Auflösung des Goldes und Platins, so wie überhaupt als Oxydationsmittel dient, ist ein Gemenge von 1 Th. Salpetersäure mit 4 Th. Chlorwasserstoffsäure, welches seine auflösende Eigenschaft dem darin frei werdenden Chlor verdankt und beim Erwärmen eine schon bei —7° siedende, dunkelgelbe, sehr oxydirend wirkende Verbindung von Chlor und Stickoxyd, $= NO^2 Cl^2$, entwickelt.

2. Bromwasserstoffsäure.

HBr.

Bildung. Direct aus den Elementen nur bei hoher Temperatur. Durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Bromnatrium bildet sie sich zwar, zersetzt sich aber partiell mit Schwefelsäure in freies Brom, schweflige Säure und Wasser. Am leichtesten enthält man sie gasförmig, wenn man zu Phosphor, der mit nassem Glaspulver be-

deckt ist, allmälig Bromdampf treten lässt, wobei der sich bildende Bromphosphor sich mit dem Wasser in phosphorige Säure und Bromwasserstoffsäure zersetzt. Auch erhält man sie durch gelindes Erwärmen eines Gemenges von Brom, Wasser und schwefligsaurem oder unterschwefligsaurem Natron.

Eigenschaften. Farbloses, an der Luft weisse, saure Nebel bildendes Gas von 2,798 spec. Gewicht. Wird in grosser Menge von Wasser absorbirt und bildet damit eine stark rauchende flüssige Säure. Diese erhält man am einfachsten durch Einleiten von Schwefelwasserstoffgas in ein Gemenge vom Brom und Wasser, wobei der Schwefel ausgeschieden wird. Zu Basen und Metallen verhält sie sich vollkommen wie die Chlorwasserstoffsäure.

3. Jodwasserstoffsäure.

$\text{H}\!\!\!-\text{I}$.

Bildung. Nicht direct möglich. Durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Jodnatrium erhält man nur freies Jod und schweflige Säure. Man stellt die gasförmige Säure auf dieselbe Weise dar wie die Bromwasserstoffsäure.

Eigenschaften. Farbloses Gas, bildet an der Luft dicke, saure Nebel. Spec. Gewicht 4,44. Enthält nur 0,78 Proc. Wasserstoff. Wird in grosser Menge von Wasser aufgenommen. Diese liquide Säure erhält man am leichtesten durch Einleiten von Schwefelwasserstoff in ein Gemenge von Jod und Wasser. Sie wird an der Luft braun in Folge der Oxydation des Wasserstoffs und Ausscheidung des Jods, welches anfangs in noch unzersetzter Säure gelöst bleibt und sich später in sehr regelmässigen Krystallen abscheidet. Durch Chlor wird das Jod sogleich gefällt.

Jod- und Bromwasserstoffsäuregas vereinigen sich zu gleichen Volumen mit Phosphorwasserstoffgas zu festen, in farblosen Würfeln krystallisirenden, sehr flüchtigen Körpern, die sich mit Wasser augenblicklich in Phosphorwasserstoffgas und die Wasserstoffsäure zerlegen.

4. Fluorwasserstoffsäure.

HF.

Darstellung. Durch Destillation von fein gepulvertem Flussspath (Fluorcalcium) mit einem Ueberschuss von concentrirter Schwefelsäure in einer Retorte von Platin oder Blei mit stark abgekühlter Vorlage. Das Fluorcalcium wird dabei in schwefelsaures Calciumoxyd (Gyps) umgeändert.

Eigenschaften. Die Fluorwasserstoffsäure (oder Flusssäure) ist eine farblose, rauchende, ätzendsaure, sehr flüchtige Flüssigkeit, von stechend saurem Geruch. Ihr spec. Gewicht ist 1,061, ihr Siedepunkt 15°. Sie zieht auf der Haut schmerzhafte und gefährliche Blasen, und ihr Dampf wirkt beim Einathmen sehr nachtheilig. Mit Wasser ist sie nach allen Verhältnissen mischbar, sie erhitzt sich damit bis zum Sieden. Im ganz wasserfreien Zustand scheint sie noch bei —12° gasförmig zu sein. Zu Metallen und Oxyden verhält sie sich wie die anderen Wasserstoffsäuren.

Die Flusssäure ist vor allen anderen Säuren dadurch ausgezeichnet, dass sie in Glas ätzt, und das Glas, und selbst die reine Kieselsäure, unter starker Erhitzung auflöst, was in der grossen Affinität zwischen Fluor und Kiesel seinen Grund hat. Daher ihre Anwendung zum Aetzen von Schrift und Zeichnungen in Glas und zur Analyse kieselsäurehaltiger Mineralien, und daher die Nothwendigkeit, sie in Gefässen von Gold oder Platin aufzubewahren.

1771 von Scheele entdeckt.

Kiesel-Fluorwasserstoffsäure, $3HF + 2SiF^3$. Wird Fluorkieselgas (S. 57) in Wasser geleitet, so zersetzt es sich mit demselben in sich abscheidende gallertförmige Kieselsäure und in Fluorwasserstoffsäure. Letztere aber tritt mit einem Antheil unzersetzten Fluorkiesels in Verbindung, und bildet damit eine schwach rauchende, sehr saure Flüssigkeit, die Kiesel-Fluorwasserstoffsäure. Sie bildet sich ebenfalls, wenn man Kieselsäure z. B. Bergkrystall, in nicht zu concentrirter Flusssäure auflöst.

Die Kieselfluorwasserstoffsäure zersetzt sich mit den basischen Oxyden auf die Weise, dass sich Wasser und Doppelsalze von Fluorkiesel mit Fluormetallen bilden, zusammengesetzt nach der Formel der Säure.

Borfluorwasserstoffsäure, $HF + BF^3$, entsteht, wenn Fluorborgas von Wasser absorbirt, oder wenn Borsäure in Fluorwasserstoffsäure aufgelöst wird. Saure Flüssigkeit, die sich zu Basen wie die vorhergehende Säure verhält und damit ähnliche Fluorbormetalle bildet.

5. Cyanwasserstoffsäure.



Darstellung. Durch Destillation von Cyankalium mit verdünnter Schwefelsäure, oder von Cyanquecksilber mit Chlorwasserstoffsäure, oder durch Zersetzung von trocknem Cyanquecksilber mit Schwefelwasserstoffgas*).

Eigenschaften. Die Cyanwasserstoffsäure, bekannt unter dem älteren Namen *Blausäure*, ist eine wasserhelle Flüssigkeit, von eigenthümlichem, betäubendem, bittermandelartigem Geruch und Geschmack. Ihr spec. Gewicht ist 0,6967 bei $+18°$; das spec. Gewicht ihres Gases wurde zu 0,9467 gefunden. Sie siedet schon bei $+26°,5$. Bei $-15°$ erstarrt sie krystallinisch. Mit Wasser nach allen Verhältnissen mischbar. Sie ist ein ganz augenblicklich tödtendes Gift.

Diese Säure zersetzt sich in kurzer Zeit von selbst, unter freiwilliger Erhitzung und Zertrümmerung der Ge-

---

*) Das zweckmässigste Verfahren ist, 10 Th. Kaliumeisencyanür (siehe Eisen) mit einem Gemische von 7 Th. Schwefelsäure und 14 Th. Wasser in einer Retorte mit aufrecht stehendem Hals (zur Condensation des meisten Wassers) zu destilliren und den Säuredampf zur Entwässerung durch ein mit Chlorcalciumstücken gefülltes und in Wasser von 30° stehendes, U förmig gebogenes Rohr und von da in ein mit Eis abgekühltes Gefäss zu leiten. Zur Bereitung verdünnter Säure leitet man den Dampf unmittelbar in kaltes Wasser. Jede Operation der Art ist lebensgefährlich und erfordert die grösste Aufmerksamkeit und Vorsicht.

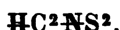
fässe und verwandelt sich in eine dunkelbraune Sustanz und andere Producte. Die geringste Beimischung einer andern Säure verhindert diese Zersetzung. Ihr Dampf ist entzündlich und verbrennt mit purpurrother Flamme zu Wasser und einem Gasgemenge aus 2 Volumen Kohlensäuregas und 1 Volumen Stickgas. Dieselbe Zersetzung geschieht durch glühendes Kupferoxyd.

Die Cyanwasserstoffsäure besteht aus:

	Aeq.	Proc.		Proc.	Aeq.
Kohlenstoff . .	2 . .	44,44	= Cyan	96,3	1
Stickstoff . . .	1 . .	51,86			
Wasserstoff . .	1 . .	3,70	. . .	3,7	1
C^2NH = 337,5 . .		100,00	. . .	100,0	HCy

Sie bildet mit Metalloxyden Cyanmetalle und Wasser; mit Chlor Chlorwasserstoffsäure und Chlorcyan (vgl. S. 52).

6. Rhodanwasserstoffsäure.



HC^2NS^2.

Bildung. Zweifach Schwefelkalium, in Cyangas geglüht, wird in Rhodankalium, $= K + C^2NS^2$, verwandelt. Dasselbe Salz entsteht durch Kochen einer Auflösung von Cyankalium mit Schwefel, oder durch Erhitzen von Cyaneisenkalium mit Schwefel. (S. Kaliumsalze.) Es ist farblos, krystallisirbar, und liefert bei der Destillation mit anderen Säuren die Rhodanwasserstoffsäure $= H + C^2NS^2$. Ihr Radical, das Rhodan, ist bis jetzt nicht isolirbar.

Eigenschaften. Farblose, flüchtige, der Essigsäure ähnlich riechende Flüssigkeit. Zersetzt sich leicht von selbst, unter Absetzung einer gelben Schwefelcyan-Verbindung. Ausgezeichnet durch die Eigenschaft, die aufgelösten Eisenoxydsalze tief roth zu färben.

METALLE.

Die 45 einfachen Stoffe, welche man Metallè nennt, sind sowohl durch gewisse allgemeine äussere Eigenschaften, als besonders durch die Natur ihrer Verbindungen von den Metalloïden unterschieden; indessen giebt es zwischen beiden Klassen von Körpern keine recht scharfe Grenze, und namentlich von den äusseren Eigenschaften findet man mehrere der als charakteristisch angenommenen auch bei Metalloïden.

Alle Metalle haben im compacten Zustand einen eigenthümlichen Glanz, den Metallglanz, und sind undurchsichtig. Die meisten Metalle sind im pulverförmigen Zustand grau, im compacten fast farblos, zum Theil mit einem Schein in Grau oder Blau. Nur Gold und Kupfer haben eine bestimmte Farbe. Die Metalle sind vollkommene Leiter für Electricität und Wärme, jedoch in sehr ungleichem Grade.

Viele kennt man in krystallisirtem Zustande, und ohne Zweifel sind sie alle krystallisirbar. Die Grundform der meisten ist der Würfel oder das reguläre Octaëder. Die meisten haben ein krystallinisches Gefüge. Sie sind alle schmelzbar, erfordern aber dazu sehr verschiedene Temperaturgrade, wie z. B. Quecksilber und Platin zeigen; mehrere sind auch flüchtig, also destillirbar.

Ihr specifisches Gewicht ist sehr verschieden; z. B. das vom Iridium 23, das vom Golde 19, vom Silber 10, vom Eisen 7, vom Kalium, welches auf Wasser schwimmt, 0,8.

Die Metalle sind theils geschmeidig und dehnbar (hämmerbar, walzbar, zu Draht ausziehbar), theils spröde, brüchig. Die Festigkeit (Zähigkeit) der geschmeidigen Metalle ist sehr ungleich. Die Festigkeit des Eisens z. B.

verhält sich zu der des Blei's wie 125 : 6. Nur wenige Metalle haben bedeutende Härte.

Mit Sauerstoff, Schwefel und Chlor verbinden sich alle Metalle; es ist wahrscheinlich, dass sie sich auch mit allen übrigen Metalloïden, den Wasserstoff vielleicht ausgenommen, verbinden können; aber bis jetzt sind viele dieser Verbindungen noch nicht dargestellt, erst von wenigen Metallen sind Verbindungen von Stickstoff, Kohlenstoff, Kiesel und Bor bekannt. Mit dem Wasserstoff verbindet sich kein einziges Metall. Viele können sich auch unter einander verbinden.

Metalle und *Sauerstoff.* Alle Metalle bilden mit Sauerstoff basische Oxyde; einige Metalle bilden aber auch Säuren. Die Bildung der Metalloxyde kann auf mehrfache Weise geschehen; sie richtet sich nach dem Verwandtschaftsgrade der einzelnen Metalle zum Sauerstoff und nach der Natur des entstehenden Oxyds. Die Oxydation kann bewirkt werden durch Glühen oder Schmelzen der Metalle in der Luft oder reinem Sauerstoffgas (Eisen, Blei, Zink); durch Wasserzersetzung bei gewöhnlicher Temperatur (Kalium); durch Glühen in Wasserdämpfen (Eisen); durch Auflösen in verdünnter Schwefelsäure, oder Wasserzersetzung bei Gegenwart einer Säure (Eisen, Zink); durch Salpetersäure, unter Bildung von Stickoxydgas (Kupfer, Zinn); durch Erhitzen mit Salpeter (salpetersaurem Kaliumoxyd), durch heisse concentrirte Schwefelsäure, unter Bildung von schwefliger Säure.

Die Eigenschaften der einzelnen Metalloxyde sind so sehr verschieden, dass wenig Allgemeines darüber anzugeben ist. Sie sind alle feste Körper, die meisten in Wasser unlöslich.

Von manchen Metallen kennt man nur eine einzige Oxydationsstufe; die meisten haben 2, andere 3, und noch andere selbst 4 und 5. Es giebt mehrere, welche alle Oxydarten bilden können, nämlich basische Oxyde, Superoxyde und Säuren, so z. B. Mangan.

Allen oxydirten Metallen kann man den Sauerstoff wieder entziehen, aber hinsichtlich der Leichtigkeit und

der Art, womit diess möglich ist, verhalten sie sich sehr verschieden. Diese Sauerstoffentziehung oder Wiederherstellung eines Metalles in metallischen Zustand nennt man *Reduction*, *Reduciren*, welcher Ausdruck jedoch auch im Allgemeinen für die Wiederherstellung der Metalle auch aus anderen Verbindungen gebraucht wird.

Die Oxyde gewisser Metalle lassen sich schon durch blosses Erhitzen reduciren oder in Sauerstoffgas und Metall zerlegen; z. B. die von Platin, Gold, Silber, Quecksilber. Man nennt sie auch *edle* Metalle, weil sie, das Quecksilber ausgenommen, zugleich die Eigenschaft haben, sich nicht durch Glühen oder Schmelzen in der Luft zu oxydiren (nicht anzulaufen oder ihren Glanz zu verlieren). Die Oxyde der meisten übrigen Metalle dagegen, die der *unedlen*, verlieren selbst in den höchsten Hitzegraden ihren Sauerstoff nicht. Gewisse von diesen sind überhaupt gar nicht unmittelbar reducirbar, andere können dadurch reducirt werden, dass man sie in Berührung mit einem Körper erhitzt, welcher zum Sauerstoff grösseres Vereinigungsstreben hat, als das im Oxyd enthaltene Metall. Solche Körper sind vorzüglich der *Wasserstoff* und die *Kohle*. Bei Reduction mit ersterem werden die in Röhren gelegten Metalloxyde in dem darüber geleiteten Gasstrom geglüht; bei Reductionen mit Kohle im Kleinen wird das mit Kohlenpulver gemengte und gewöhnlich mit einem Flussmittel (Glas, Borax, Pottasche) bedeckte Oxyd in einem verschlossenen *Tiegel*, oder, bei flüchtigen Metallen, in einem retortenartigen, feuerfesten Gefässe, einem mehr oder weniger starken Ofen- oder Gebläse-Feuer ausgesetzt. Die Menge der zuzusetzenden Kohle richtet sich nach dem Sauerstoffgehalt des Oxydes, so dass sie damit gerade Kohlenoxyd oder Kohlensäuregas bilden kann. — Höhere Oxydationsstufen, selbst von unedlen Metallen, verlieren indessen in der Regel schon durch blosses Glühen für sich einen Antheil ihres Sauerstoffs und verwandeln sich in eine niedrigere Stufe, so besonders alle Superoxyde.

Auch ohne Einwirkung von Wärme können viele Metalloxyde reducirt werden, namentlich aus den Auflösun-

gen ihrer Salze durch hineingestellte oxydirbarere Metalle, so z. B. schlägt sich auf Eisen in einer Kupferoxyd-Auflösung metallisches Kupfer, auf Kupfer in einer Silberoxyd-Auflösung metallisches Silber, auf Zink in einer Bleioxyd-Auflösung metallisches Blei nieder u. s. w. Eben so wirkt der electrische Strom, durch den die Metalle, theils regelmässig krystallisirt abgeschieden werden, wie z. B. Silber, theils dicht und compact, wie z. B. Kupfer, daher dessen Anwendbarkeit zur Galvanoplastik.

Schwefelmetalle. Die meisten Metalle lassen sich unmittelbar durch Erhitzen mit Schwefel vereinigen, welche Vereinigung, wie beim Sauerstoff, gewöhnlich von einer Feuer-Erscheinung begleitet ist. Viele Schwefelmetalle können auch dadurch gebildet werden, dass man die Oxyde dieser Metalle mit Schwefelwasserstoffgas in Berührung bringt, oder dass man dieses Gas in die Auflösung ihrer Salze leitet, oder dass man die Oxyde in diesem Gas, oder auch in Schwefelkohlenstoffgas glüht, oder dass man sie mit Schwefel zusammen erhitzt, oder endlich, dass man schwefelsaure Metallsalze mit Kohle glüht.

Die meisten Schwefelmetalle besitzen vollkommenen Metallglanz und sind Leiter der Electricität. In der Regel hat jedes Metall eben so viele proportionale Schwefelungsstufen als Oxyde. Aehnlich den Oxyden sind die Schwefelmetalle entweder Basen oder Säuren (Sulfide), die sich unter einander verbinden können. Die Schwefelbasen entstehen durch Zersetzung der Sauerstoffbasen mit Schwefelwasserstoffgas, und die Metall-Sulfide durch Zersetzung der Metall-Sauerstoffsäuren mit Schwefelwasserstoff.

Die Schwefelmetalle können auf analoge Weise reducirt werden, wie die Oxyde; nur wenige lassen sich durch blosses Erhitzen in Schwefel und Metall zerlegen, z. B. Schwefelgold. Schwefelquecksilber (Zinnober) dagegen nicht; destillirt man es aber mit Eisen, so erhält man Schwefeleisen und metallisches Quecksilber. Durch Glühen in der Luft (Rösten) verwandeln sich die Schwefelmetalle in der Regel in Oxyde, indem ihr Schwefel zu

schwefliger Säure verbrennt. Manche aber verwandeln sich dabei in schwefelsaure Metalloxyde.

Selen und *Tellur* verhalten sich zu den Metallen ganz ähnlich wie der Schwefel.

Phosphormetalle. Nur wenige davon sind näher bekannt. Man erhält sie durch unmittelbare Vereinigung, oder indem man die aus den Knochen erhaltene glasige Phosphorsäure (vergl. S. 72) mit dem Metall und Kohle zusammenschmilzt.

Arsenik und *Antimon* vereinigen sich mit vielen Metallen unter Feuer-Erscheinung. Die Verbindungen damit haben Metallglanz.

Chlormetalle. Das Chlor vereinigt sich schon bei gewöhnlicher Temperatur mit den meisten Metallen, und mit vielen unter Feuer-Erscheinung. Die Chlormetalle stellt man ausserdem auf mehrfache Weise dar: durch Auflösung der wasserzersetzenden Metalle in Chlorwasserstoffsäure (Eisen, Zink), durch Auflösung der Metalle in Königswasser. Aus vielen Oxyden wird in der Glühhitze der Sauerstoff durch Chlorgas ausgetrieben, unter Bildung von Chlormetall; aus anderen Oxyden erst, wenn man sie, mit Kohlenpulver gemengt, in Chlorgas glüht, unter Bildung von Chlormetall und Kohlenoxydgas; die meisten Oxyde verwandeln sich mit Chlorwasserstoffsäure, sowohl der flüssigen als gasförmigen, in Chlormetalle und Wasser (vgl. S. 103).

Die meisten Chlormetalle sind schmelzbar und in stärkerem Feuer flüchtig, einige sind flüchtige Flüssigkeiten. Viele sind in Wasser unzersetzt löslich. Nur wenige werden, ähnlich den Oxyden der edlen Metalle, durch Wärme in Metall und Chlorgas zersetzt, z. B. Chlorgold, Chlorplatin. Kein Chlormetall ist durch Glühen oder Schmelzen mit Kohle reducirbar. Viele werden aber durch Erhitzen in Wasserstoffgas, oder durch Erhitzen mit anderen Metallen reducirt.

Ein Metall verbindet sich in der Regel in eben so vielen Verhältnissen mit Chlor, als es Oxydationsstufen hat. Immer entspricht wenigstens eine Chlorverbindung einem

Oxyd desselben Metalles. Indem sich die Oxyde mit Chlorwasserstoffsäure in Chlormetalle und Wasser zersetzen, wird für jedes Atom Sauerstoff im Oxyd 1 Aequivalent Chlorwasserstoffsäure zersetzt, weil jedes Atom Sauerstoff 1 Aequivalent Wasserstoff braucht, um Wasser zu bilden. Oder mit anderen Worten, die Quantität Wasserstoff, welche mit dem Sauerstoff eines Oxyds Wasser bildet, reicht grade hin, um mit dem Chlor in dem entsprechenden Chlormetall Chlorwasserstoff hervorzubringen. Hieraus geht auch hervor, dass man die in Wasser aufgelösten Chlormetalle als chlorwasserstoffsaure Metalloxyde betrachten könnte.

Hat ein höheres Oxyd, z. B. ein Superoxyd, keine ihm entsprechende Chlorverbindung, und es zersetzt sich mit Chlorwasserstoffsäure, so bildet sich Wasser und ein niedrigeres, z. B. dem Oxydul entsprechendes Chlormetall, und es wird so viel Chlor frei, als das Metall mehr aufgenommen haben würde, wenn es ein dem angewandten Superoxyd entsprechendes Chlormetall hätte bilden können. Hierauf gründet sich die Darstellung des Chlorgases aus Salzsäure und Braunstein (vergl. S. 38).

Diejenigen Chlormetalle, welche den basischen Oxyden entsprechen, betrachtet man als Salze. Das dem Oxydul eines Metalles proportionale Salz wird *Chlorür*, und das dem Oxyd proportionale *Chlorid* genannt. Die den Säuren entsprechenden Verbindungsstufen nennt man *Superchlorür* und *Superchlorid*; z. B. Manganchlorür, Manganchlorid, Mangansuperchlorid. — Oefters können sich die Chlormetalle unter einander zu Doppelsalzen verbinden, so wie sie auch mit Oxyden Verbindungen eingehen können (basische Chlormetalle).

Alles, was die Bildungsweise, Zusammensetzung und Zersetzung der Chlormetalle betrifft, gilt im Allgemeinen auch für die *Brom-*, *Jod-* und *Fluor-Metalle*. Aus den Brom- und Jod-Metallen wird das Brom und Jod durch Chlor ausgetrieben, unter Bildung von Chlormetall. Die meisten Fluor-Metalle bilden mit Fluorkiesel und Fluorbor Doppel-Verbindungen.

Die *Cyanmetalle* können theils durch unmittelbare Vereinigung, die meisten aber nur durch Behandlung der Oxyde mit Cyanwasserstoff dargestellt werden. Sie sind Haloïdsalze, und sind den Chlorverbindungen desselben Metalles proportional. Sie sind alle feste Körper und werden meist in der Glühhitze zerstört. Die Cyanüre gewisser Metalle bilden mit denen anderer Metalle Doppelcyanüre.

Kohlenstoff und *Metalle*. Die Verbindungen der Metalle mit Kohlenstoff sind noch wenig bekannt. Stahl und Roheisen (Kohlenstoff-Eisen) sind die wichtigsten und noch am besten gekannten. Eben so verhält es sich mit den Verbindungen des *Kiesels* und *Bors*.

Legirungen werden im Allgemeinen die Verbindungen der Metalle unter sich genannt. Man erhält sie durch Zusammenschmelzung der Metalle. Häufig ist die Vereinigung von einer Feuer-Erscheinung begleitet. Bekannte Verbindungen der Art sind das Messing (Zink und Kupfer), das Kanonen- und Glocken-Metall (Zinn und Kupfer), das Münz- und Arbeitssilber (Kupfer und Silber). Wiewohl sich hierbei viele Metalle nach allen Verhältnissen zusammenschmelzen lassen, so ist doch nicht zu zweifeln, dass dabei eine Verbindung in bestimmtem Aequivalent-Verhältniss entsteht, die mit einem Ueberschuss des einen oder anderen Metalls zusammengeschmolzen und auch oft für sich und krystallisirt erhalten werden kann. Manche Metalle lassen sich übrigens mit gewissen anderen gar nicht verbinden. Die Verbindungen des Quecksilbers mit anderen Metallen nennt man *Amalgame*.

Salze.

Die grosse Klasse der Verbindungen, die man Salze nennt, zerfällt in zwei Abtheilungen; *Haloïdsalze* und *amphotere Salze*.

Haloïdsalze nennt man diejenigen Körper, welche aus der unmittelbaren Vereinigung eines Salzbilders mit

einem basenbildenden Metall, oder aus der Vereinigung der Wasserstoffsäure eines Salzbilders mit einem basischen Metalloxyd entspringen; z. B. Chlornatrium, Cyansilber. (s. S. 102.)

Amphotere Salze sind diejenigen, die aus der Vereinigung eines Oxyds mit einer Sauerstoffsäure, oder aus der Vereinigung eines basischen Schwefelmetalles mit einem Sulfid entstehen; z. B. chlorsaures Natriumoxyd, cyansaures Silberoxyd, Schwefelwasserstoff-Schwefelnatrium. Die ersteren nennt man *Sauerstoffsalze*, die zweiten *Schwefelsalze*.

Zur Erklärung der Aehnlichkeit in Eigenschaften und chemischem Verhalten zwischen Haloïd- und Sauerstoffsalzen hat man die Vermuthung aufgestellt, dass es nur eine Art von Salzen gebe, nämlich nur Haloïdsalze, indem die Sauerstoffsalze als Verbindungen von Metallen mit einem aus den Elementen der Säure und dem Sauerstoff des Oxyds zusammengesetzten Salzbilder betrachtet werden könnten. Schwefelsaures Kupferoxyd wäre hiernach nicht $CuO + SO^3$, sondern $Cu + SO^4$. Alle wasserhaltigen Säuren wären hiernach analog zusammengesetzte Wasserstoffsäuren; also Schwefelsäure nicht $\text{H}O + SO^3$, sondern $\text{H} + SO^4$. Dieselbe Ansicht würde für die Schwefelsalze gelten.

1. *Sauerstoffsalze.* Wenn man mit einer Sauerstoffsäure eine hinreichende Menge eines Oxyds in Berührung bringt, so verschwinden die sauren Eigenschaften der Säure, sie vereinigt sich, gewöhnlich unter starker Erhitzung, mit dem Oxyd, sättigt sich oder neutralisirt sich damit, und der daraus entspringende neue Körper ist ein Sauerstoffsalz. Z. B. aus Salpetersäure und Kali (Kaliumoxyd) entsteht das unter dem Namen Salpeter bekannte Salz, aus Schwefelsäure und Kupferoxyd der Kupfervitriol, aus Schwefelsäure und Kalkerde der Gyps.

Das mit einer Säure verbundene Oxyd wird die *Basis* des Salzes genannt. Die wissenschaftlichen Namen der Salze werden aus dem Namen der Säure und dem der Basis gebildet, z. B. salpetersaures Kaliumoxyd (Salpeter),

schwefelsaures Kupferoxyd (Kupfervitriol), schwefelsaure Kalkerde (Gyps), schwefligsaures Eisenoxydul, unterschwefelsaure Kalkerde, u. s. w.*).

Für jedes Atom Sauerstoff, welches eine Basis enthält, nimmt diese in der Regel 1 Atom Säure auf. Im Allgemeinen sind also die Salze den darin enthaltenen Oxyden proportional zusammengesetzt. Ein so zusammengesetztes Salz heisst ein *neutrales* Salz.

Viele neutrale Salze gehen mit denselben Oxyden, die sie als Basen enthalten, Verbindungen ein. Solche Salze nennt man *basische* Salze. Die hinzugekommene Menge von Basis ist gleich der im neutralen Salz, oder steht sonst in einem einfachen Verhältniss zu ihr.

Viele neutrale Salze können sich ferner mit bestimmten Atomgewichten der Säure, die sie enthalten, verbinden. Solche Verbindungen nennt man *saure* Salze. Die meisten sind eigentlich Doppelsalze, bestehend aus neutralem Salz und der wasserhaltigen Säure.

Doppelsalze sind Verbindungen von zwei neutralen Salzen, welche eine und dieselbe Säure, aber zwei verschiedene Basen enthalten.

Hydrate nennt man die Verbindungen der basischen Oxyde mit Wasser, worin dieses die Säure vorstellt. Sie sind also, gleich den wasserhaltigen Säuren, salzartige Verbindungen, meist so zusammengesetzt, dass darin die Sauerstoffmenge des Wassers gleich ist der Sauerstoffmenge der Base. Manche Hydrate entstehen durch unmittelbare Vereinigung, andere durch wechselseitige Zersetzung von Salzen mit anderen Hydraten. Einige verlieren das Wasser schon bei 100°, andere verlieren es selbst in den höchsten Temperaturgraden nicht.

Viele Salze haben die Eigenschaft, sich wechselseitig zu zersetzen, so dass die Säuren ihre Basen vertauschen; in diesem Falle entstehen aus zwei neutralen Salzen wieder zwei neutrale Salze, ohne dass weder Säure noch Basis übrig bleibt; denn beide Salze zersetzen sich dabei

*) Die lateinische Benennungsweise siehe im Anhang.

in dem Verhältniss ihrer Atomgewichte, es findet also jede Säure gerade so viel von der anderen Basis vor, als sie zur Sättigung bedarf. Hierher gehört auch die Zersetzung von Salzen durch stärkere Basen oder Säuren, unter Abscheidung der schwächeren Base oder Säure; oft beruht dies nicht bloss auf stärkeren Affinitäten, sondern auf dem Umstand, dass die einwirkende Base mit der im Salze enthaltenen Säure, oder die im Salze enthaltene Base mit der einwirkenden Säure ein unlösliches Salz bildet.

Vermischt man eine Lösung von schwefelsaurem Kupferoxyd mit einer Lösung von salpetersaurem Bleioxyd, so zersetzen sich beide Salze und es entsteht daraus salpetersaures Kupferoxyd, welches aufgelöst bleibt, und schwefelsaures Bleioxyd, welches sich unlöslich abscheidet. Hierbei zersetzen sich beide Salze genau in dem Verhältniss ihrer Atomgewichte, nämlich im Verhältniss von 996,25 Th. wasserfreiem schwefelsauren Kupferoxyd und 2071,25 Th. salpetersaurem Bleioxyd. Ein Ueberschuss des einen oder des anderen Salzes bleibt unverändert. Man erhält 1896,25 Theile oder 1 Atomgewicht schwefelsaures Bleioxyd, und 1171,25 Theile oder 1 Atomgewicht salpetersaures Kupferoxyd.

Auf gleiche Weise zersetzen sich Haloïdsalze mit Sauerstoffsalzen. Eine Lösung von Chlornatrium, mit einer Lösung von salpetersaurem Silberoxyd vermischt, giebt salpetersaures Natriumoxyd, welches aufgelöst bleibt, und Chlorsilber, welches sich als weisser Niederschlag abscheidet. Ein Atomgewicht Chlornatrium, $Na\bar{Cl}$, zersetzt sich mit 1 Atomgewicht salpetersaurem Silberoxyd, $AgO.\bar{N}O^5$, es entsteht $NaO.\bar{N}O^5$ und $Ag\bar{Cl}$. Oder 100 Theile Chlornatrium und 290 Theile salpetersaures Silberoxyd geben $244\frac{1}{2}$ Th. Chlorsilber und $145\frac{1}{2}$ Th. salpetersaures Natriumoxyd.

Eine Lösung von Kupferchlorid, vermischt mit einer Lösung von Natriumoxydhydrat, giebt Kupferoxydhydrat, welches sich als blauer Niederschlag abscheidet, und Chlornatrium, welches aufgelöst bleibt. Aus $Cu\bar{Cl}$ und $NaO.\bar{H}O$ entsteht $CuO.\bar{H}O$ und $Na\bar{Cl}$.

Salpetersaures Kali wird durch concentrirte Schwefelsäure in schwefelsaures Kali und wasserhaltige Salpetersäure zersetzt (S. 68), Chlornatrium durch concentrirte Schwefelsäure in schwefelsaures Natriumoxyd und Chlorwasserstoffsäure (S. 102).

Eisen in eine Lösung von schwefelsaurem Kupferoxyd gestellt, schlägt alles Kupfer in metallischer Form nieder, während in der Auflösung neutrales schwefelsaures Eisenoxydul entsteht. Hier verhält sich die Gewichtsmenge von gefälltem Kupfer zur Gewichtsmenge von aufgelöstem Eisen, wie sich das Atomgewicht des Kupfers zu dem des Eisens verhält, nämlich wie 396,25 : 350,0 oder wie 100 : 88,3.

Durch den electrischen Strom werden alle Salze, wenn sie geschmolzen oder in Wasser gelöst sind, zersetzt. Die Basis oder das Metall geht an den negativen, die Säure oder der Salzbilder an den positiven Pol.

Viele Salze, welche im Wasser entstehen, verbinden sich mit einer gewissen Menge Wassers chemisch, welches alsdann auf ihre Krystallform und häufig auf ihre Farbe wesentlichen Einfluss hat *(Krystallwasser)*. Die Anzahl der Wasser-Atome in den verschiedenen Salzen ist sehr verschieden. Zuweilen kann ein und dasselbe Salz, unter verschiedenen Umständen, namentlich bei ungleichen Temperaturen, ungleiche Mengen Wassers aufnehmen, und dann in verschiedenen Formen krystallisiren.

Manche krystallisirte Salze enthalten bis zu 24 Atomen Wasser, das oft mehr als die Hälfte ihres Gewichts ausmacht; andere krystallisirende nehmen niemals Wasser auf. Viele der wasserhaltigen Salze verlieren in trockner Luft oder beim Erwärmen ihren ganzen Wassergehalt oder Bruchtheile davon, sie *verwittern*. Beim Erhitzen schmelzen viele leicht, indem sich das Wasser ganz oder theilweise davon trennt, werden aber, bei derselben Temperatur, wieder fest in dem Maasse, wie das Wasser verdunstet. Beim Uebergiessen mit Wasser nehmen sie dasselbe wieder auf (Erhärten des gebrannten Gypses mit Wasser). Andere Salze ziehen umgekehrt die Feuchtig-

keit aus der Luft an, lösen sich darin auf, *zerfliessen* (Pottasche).

Mit wenigen Ausnahmen, kann jede Säure mit jeder Basis ein Salz bilden; die Anzahl der Salze ist daher sehr gross. Ausser der unmittelbaren Vereinigung giebt es noch mehrere andere Wege, um Salze hervorzubringen, wie unter andern die obigen Beispiele der gegenseitigen Zesetzung zeigen; ferner die Umwandlung von Schwefelkupfer in schwefelsaures Kupferoxyd durch Glühen in der Luft. Theils sind die Salze in Wasser auflöslich, krystallisirbar, von salzigem oder im Allgemeinen von der Basis abhängendem, eigenthümlichem Geschmack; theils sind sie unauflöslich, geschmacklos, selbst wenn sie Krystallwasser enthalten, und bilden amorphe oder pulverförmige, d. h. mikroskopisch krystallinische Niederschläge. Manche können durch Schmelzung in hoher Temperatur krystallisirt erhalten werden. Viele durch Kunst nicht krystallisirbare Salze kommen im Mineralreich krystallisirt vor.

2. *Schwefelsalze.* Sie entstehen aus der Verbindung einer Schwefelbasis mit einem Sulfid. Ihre Anzahl ist bei weitem nicht so gross, wie die der Sauerstoffsalze, da es nicht so viele Sulfide giebt, wie Sauerstoffsäuren.

Die Schwefelsalze entstehen theils durch unmittelbare Vereinigung der Schwefelbasis mit dem Sulfid, theils durch Zersetzung von Sauerstoffsalzen mit Schwefelwasserstoffgas, wie z. B. arseniksaures Natriumoxyd, $3NaO.\bar{A}O^5$, welches dadurch in Schwefelarsenik - Schwefelnatrium, $3NaS.\dot{A}sS^5$, verwandelt wird, indem im Sauerstoffsalz die Sauerstoffatome durch eine gleiche Anzahl Schwefelatome ersetzt werden; — theils durch Auflösung eines Sulfids in aufgelöstem Kali, wodurch zugleich ein Sauerstoff- und ein Schwefelsalz entsteht.

Viele Schwefelsalze sind krystallisirbar, und sind in ihren allgemeinen äussern Eigenschaften von den Sauerstoffsalzen nicht verschieden. Viele kommen als Mineralien vor.

In ihrer Zusammensetzung folgen die Schwefelsalze denselben Gesetzen, wie die Sauerstoffsalze. Durch Sauer-

stoffsäuren werden sie im Allgemeinen so zersetzt, dass sich das Sulfid abscheidet und sich Schwefelwasserstoffgas entwickelt, indem sich das Metall der Schwefelbasis, durch Wasserzersetzung, in ein Oxyd umwandelt, welches sich mit der zugesetzten Sauerstoffsäure verbindet.

Für diese Salze giebt es noch keine gute deutsche Benennungsweise. Vorläufig gebraucht man noch die lateinischen Namen dafür, und sagt z. B. *Sulfocarbonate*, *Sulfhydrate*, *Sulfarseniate*, für die vom Kohlensulfid, Wasserstoffsulfid, Arseniksulfid gebildeten Schwefelsalze, und nennt die einzelnen Salze *Natrium-Sulfocarbonat*, *Natrium-Sulfhydrat*, *Silber-Sulfarseniat* etc.

Vorkommen der Metalle. In unverbundenem Zustand oder *gediegen*, wie die edlen Metalle, Kupfer; oder in Verbindungen (*vererzt*, *Erze*): *a*) *oxydirt*, so die Metalle der Alkalien und Erden, die meisten Eisenerze; *b*) als *Schwefelmetalle*, so Schwefelkupfer, Schwefelblei; *c*) in Verbindung mit *Antimon* und *Arsenik*, so Nickel und Kobalt: *d*) als *Chlormetalle*, wie Kochsalz; *e*) als *Sauerstoffsalze*, z. B. kieselsaure, schwefelsaure, kohlensaure Salze (Feldspath, Gyps, Kalkstein). Weniger allgemein kommen die Selen-, Tellur-, Brom-, Jod-, und Fluor-Metalle vor.

Gewinnung. Die chemischen Prozesse, wodurch die nutzbaren Metalle im Grossen aus ihren Erzen gewonnen werden und die den Gegenstand der *Hüttenkunde* ausmachen, sind verschieden und häufig sehr verwickelt, je nach der Natur des Erzes oder Metalles. Im Allgemeinen werden die Oxyde in eignen Oefen (*Schachtöfen* und *Flammöfen*) mit Kohlen geschmolzen und reducirt, indem die Kohle zugleich das Feuermaterial und das Reductionsmittel ausmacht; die Schwefelmetalle werden gewöhnlich durch *Rösten* zuerst in Oxyde verwandelt und darauf mit Kohle reducirt. Das die Erze begleitende Gestein schmilzt hierbei ebenfalls und bildet die *Schlacke*,

deren Beschaffenheit häufig durch zugesetzte *Flüsse* (Flussspath, Quarz, Kalkstein) verbessert und geregelt wird.

Eintheilung der Metalle. Nach ihrem chemischen Verhalten kann man die Metalle in verschiedene Gruppen classificiren, die jedoch in der Wirklichkeit nicht durch scharfe Grenzen getrennt sind; auch scheinen mehrere Metalle ungleidhe allotropische Zustände anzunehmen und daher zu ungleichen Gruppen gehören zu können.

Die Alkali- und Erden-Metalle nennt man auch leichte Metalle, die übrigen schwere Metalle. Die leichten Metalle bilden nur basische Oxyde. Diese sind specifisch schwerer als die Metalle selbst.

I. Metalle, welche das Wasser zersetzen, entweder bei gewöhnlicher oder in höherer Temperatur, oder bei Gegenwart einer Säure. Ihre niedrigsten Oxydationsstufen sind starke Basen.

1.	*Kalium*	Metalle der Alkalien.	17.	*Cerium*	
2.	*Natrium*		18.	*Lanthan*	
3.	*Lithium*		19.	*Didymium*	
4.	*Ammonium*		20.	*Mangan*	
5.	*Barium*		21.	*Zink*	durch Wasserstoff reducirbar.
6.	*Strontium*		22.	*Kadmium*	
7.	*Calcium*		23.	*Eisen*	
8.	*Magnesium*		24.	*Nickel*	
9.	*Aluminium*	Metalle der Erden.	25.	*Kobalt*	
10.	*Beryllium*		26.	*Zinn*	
11.	*Yttrium*		27.	*Titan*	
12.	*Erbium*		28.	*Uran*	
13.	*Terbium*		29.	*Chrom.*	
14.	*Zirconium*				
15.	*Norium*				
16.	*Thorium*				

II. Metalle, die das Wasser nicht zersetzen und von denen wenigstens die niedrigeren Oxydationsstufen mit 1 Atom Sauerstoff Basen sind. Sie sind alle durch Wasserstoff reducirbar.

1. *Quecksilber* 2. *Silber* 3. *Palladium* 4. *Iridium* 5. *Platin* 6. *Gold* 7. *Rhodium*	Edle Metalle.	8. *Ruthenium* 9. *Osmium* 10. *Blei* 11. *Wismuth* 12. *Kupfer*.

III. Metalle, deren höchste Oxydationsstufen Säuren sind.

1. *Wolfram*
2. *Molybdän*
3. *Vanadium*
4. *Tantal*
5. *Niobium*.

Aber auch die höchsten Oxydationsstufen vom Mangan, Eisen, Zinn, Titan, Uran, Chrom und Osmium sind Säuren.

I. Gruppe der Wasser zersetzenden Metalle. Metalle der Alkalien und Erden.

Die Oxyde der unter dieser Abtheilung begriffenen Metalle zerfallen in 3 Klassen: *Alkalien, alkalische Erden* und *eigentliche Erden,* und werden mit den älteren Namen benannt, die sie schon hatten, ehe man wusste, dass sie Oxyde sind.

a) *Alkalien* sind drei: Kali, Natron und Lithion*). Früher wurden sie auch Laugensalze genannt, weil Kali und Natron durch Auslaugung aus Pflanzenaschen erhalten werden. Sie sind in Wasser löslich.

b) *Alkalische Erden* sind vier: Baryt, Strontian, Kalk und Magnesia. Sie unterscheiden sich von den Alkalien durch ihre geringere Löslichkeit, und durch die Unlöslichkeit ihrer neutralen kohlensauren Salze.

c) *Eigentliche Erden* sind acht: Thonerde, Beryllerde, Ytterde, Erbinerde, Terbinerde, Zirkonerde, Norerde und Thorerde. Sie sind in Wasser durchaus unauflöslich.

Die Alkalien und alkalischen Erden sind die stärksten Salzbasen. Sie haben, mit Ausnahme der weniger löslichen Magnesia, einen eigenthümlichen, ätzenden Geschmack (Laugengeschmack). Auf Pflanzen- und Thierstoffe wirken sie zerstörend (ätzend, kaustisch), daher die ältere Benennung *kaustische* Alkalien für die reinen Alkalien. Sie färben gewisse blaue oder rothe Pflanzenfarben, z. B. den Farbstoff von Veilchen, Rothkohl, Rosen, grün,

*) Zu den Alkalien wird auch das Ammoniak gerechnet, obgleich es aus Stickstoff und Wasserstoff besteht. (Siehe Ammonium.)

und das durch Säuren geröthete Lackmus blau (*alkalische* Reaction, im Gegensatz zu der *sauren*, S. 58).

Kein Metall aus dieser Abtheilung kommt gediegen vor; aber Kali, Natron, Kalk, Magnesia und Thonerde bilden, in Verbindung mit Säuren, namentlich Kieselsäure und Kohlensäure, die Hauptmasse der Erdrinde.

Bis 1807 hielt man die Alkalien und Erden für einfache Körper; in diesem Jahre aber entdeckte Humphry Davy, dass Kali und Natron durch den electrischen Strom einer starken volta'schen Säule in Metalle und Sauerstoff zerlegt werden können, woraus alsdann auf die zusammengesetzte Natur auch der übrigen zu dieser Abtheilung gehörigen Körper geschlossen werden konnte.

1. Kalium.

Vorkommen. Sehr verbreitet; als Kali in Verbindung mit mehreren Säuren, vorzüglich mit Kieselsäure; so hauptsächlich in dem allgemein verbreiteten Feldspath und Glimmer und den durch deren Zertrümmerung und Verwitterung entstandenen Gebirgsarten, namentlich in der Ackererde. Mit Pflanzensäuren in den Pflanzensäften, daher in der Asche der Pflanzen; mit Phosphorsäure im Thierkörper. Als Chlorkalium im Meerwasser.

Eigenschaften. Silberweisses, stark glänzendes, sehr weiches, geschmeidiges Metall, von 0,865 spec. Gewicht; bei 0^{0} hart und brüchig, und bei $+55^{0}$ vollkommen flüssig; verdampft in der Rothglühhitze und bildet ein grünes Gas.

An der Luft läuft das Kalium sogleich an und oxydirt sich zu Kali, daher man es unter Steinöl aufbewahren muss. In der Luft geschmolzen, entzündet es sich und verbrennt mit Flamme. Auf Wasser geworfen, entzündet es sich augenblicklich und verbrennt mit rother Flamme; ohne Luftzutritt entwickelt es aus dem Wasser mit grosser Heftigkeit Wasserstoffgas; in beiden Fällen löst sich das entstehende Kali in Wasser auf. Ausserdem entzieht das Kalium bei erhöhter Temperatur, meist unter Feuerent-

wickelung, den meisten oxydirten Körpern den Sauerstoff, daher verbrennt es, ausser in Sauerstoffgas, auch in allen übrigen sauerstoffhaltigen Gasarten, z. B. im Stickoxydgas, im Kohlensäuregas. Eben so verbrennt es in Chlorgas und entzieht den meisten Chlorverbindungen, unter Feuerentwickelung, das Chlor; ferner in Schwefelwasserstoffgas, in Phosphorwasserstoffgas, in Fluorkieselgas u. s. w., unter Zersetzung dieser Gase und Bildung von Kaliumverbindungen.

Darstellung. *a*) Durch Zersetzung von Kalihydrat vermittelst des electrischen Stroms. *b*) Durch Zersetzung von Kalihydrat mittelst metallischen Eisens in der Weissglühhitze. *c*) Durch Destillation eines Gemenges von kohlensaurem Kali und Kohle (geglühtem Weinstein) in der Weissglühhitze aus einer Retorte von Schmiedeeisen.

Kali, Kaliumoxyd, $\dot{K} = 590$. Entsteht bei der Verbrennung von Kalium in trocknem Sauerstoffgas. Es ist weiss, spröde und vereinigt sich mit Wasser unter Feuererscheinung zu Hydrat. Es ist schwer rein zu erhalten, da sich zugleich mit ihm das noch wenig gekannte, gelbe Superoxyd, KO^3, bildet, welches sich mit Wasser, unter Sauerstoff-Entwickelung, in Kalihydrat verwandelt.

Kalihydrat, $\dot{K}\dot{H} = 702,5$ (kaustisches Kali, Aetzstein). Es wird in der Regel aus dem kohlensauren Kali bereitet. Letzteres ist die gewöhnliche Form, in welcher das Kali in den Gewerben, namentlich zur Glas- und Seifen-Fabrikation, in ungeheurer Menge verbraucht wird. Zu diesem Zweck wird es aus der Holzasche und überhaupt Pflanzenasche im Grossen gewonnen. Die Asche ist ein Gemenge von unlöslichen und löslichen Salzen. Das wesentlichste unter den letzteren ist das kohlensaure Kali. Die Asche wird mit Wasser ausgelaugt und diese Lauge zur Trockne abgedampft, wodurch ein durch unverbrannte organische Materien noch braun gefärbtes, unreines kohlensaures Kali erhalten wird. Diese Masse wird hierauf in Flammöfen weiss gebrannt (calcinirt) und heisst dann *Pottasche*.

Die Pottasche ist ein, mit anderen Salzen mehr oder

weniger verunreinigtes kohlensaures Kali. Sie ist eine feste, weisse, durch Mangan häufig auch grünlich oder bläulich gefärbte Masse, zerfliesst in der Luft, und hat einen scharfen alkalischen Geschmack. Durch Auflösen in sehr wenigem Wasser, Abseihen der Kieselsäure, Auskrystallisiren der fremden Salze und Eindampfen der übrig bleibenden Auflösung, bereitet man daraus ein reineres kohlensaures Kali.

Das kohlensaure Kali verliert bei keiner Temperatur die Kohlensäure; die Verwandlung in Kalihydrat kann nur auf nassem Wege geschehen. Zu diesem Endzweck wird 1 Th. reines kohlensaures Kali in wenigstens 10 Th. Wasser aufgelöst, und die Auflösung in einem blanken eisernen oder silbernen Kessel zum Kochen gebracht. Alsdann wird, unter fortfahrendem Kochen, nach und nach in kleinen Antheilen reiner gelöschter Kalk hinzugegeben, welcher dem Kali die Kohlensäure entzieht und sich als unauflöslicher kohlensaurer Kalk absetzt, von dem die geklärte Kalilösung abgelassen wird; zu 1 Th. kohlensaurem Kali ist der gelöschte Kalk von ½ Th. gebranntem Kalk nöthig. Die geklärte Auflösung (kaustische Lauge) wird hierauf in einem blanken eisernen oder silbernen Gefäss rasch bis zur Trockne eingedampft, und das zurükbleibende Kalihydrat in einem silbernen Tiegel bei Glühhitze geschmolzen.

Zur Bereitung von vollkommen reiner Kalilauge im Kleinen erhitzt man 1 Th. reines zerriebenes salpetersaures Kali (Salpeter) mit 2 bis 3 Th. fein geschnittenem, dünnem Kupferblech in einem Tiegel von Eisen oder Kupfer bis zum Glühen, wodurch die Salpetersäure zerstört und ein Gemenge von Kupferoxyd und Kali erhalten wird. Durch Wasser wird letzteres als Hydrat ausgezogen und die in einem verschlossenen Gefäss geklärte Lauge klar decanthirt.

Das Kalihydrat ist weiss, hart, spröde; zerfliesst sehr schnell an der Luft; löst sich in Wasser mit starker Erhitzung auf, ist auch in Alkohol löslich; schmeckt höchst ätzend, und wirkt auf die meisten Pflanzen- und Thierstoffe verändernd oder zerstörend. Seine Auflösung

greift das Glas an, und beim Schmelzen in thönernen Gefässen löst es dieselben auf. Aus der Luft zieht es, mit dem Wasser, auch sehr rasch die Kohlensäure an. Schmilzt noch unter der Glühhitze, und fliesst wie ein Oel; verdampft in stärkerer Hitze, ohne sein Hydratwasser zu verlieren, welches 16 Procent beträgt.

Das Kali ist die stärkste Salzbasis und scheidet alle übrigen Basen aus ihren Salzen aus.

Schwefelkalium. — Kalium und Schwefel zusammengeschmolzen, vereinigen sich unter starker Feuerentwickelung. Nach Umständen können sich beide Stoffe nach 4 Verhältnissen mit einander vereinigen zu KS, KS^2, KS^3, KS^5.

Das *Einfach*-Schwefelkalium, $\acute{K}$, ist eine dunkelrothe, krystallinische, schmelzbare Masse, in Wasser ohne Farbe und unter Erhitzung leicht löslich, zerfliesst schon in der Luft, und entwickelt mit Säuren Schwefelwasserstoffgas, ohne Abscheidung von Schwefel. In der Luft erhitzt, verbrennt es zu schwefelsaurem Kali. Es wird erhalten, indem man neutrales schwefelsaures Kali mit Kohle bei starker Glühhitze oder in Wasserstoffgas schmilzt*). In aufgelöster Form erhält man es, indem man eine Lösung von Kalihydrat in zwei gleiche Hälften theilt, die eine vollkommen mit Schwefelwasserstoffgas sättigt und dann die andere zumischt. — Dieses Schwefelkalium ist die stärkste Schwefelbasis; es verbindet sich mit den Sulfiden von Wasserstoff, Kohlenstoff, Arsenik, Antimon, die es leicht auflöst. Seine Lösung reagirt stark alkalisch.

Schmilzt man gleiche Theile kohlensaures Kali und Schwefel bei gelinder Glühhitze zusammen, so entsteht,

---

*) Glüht man schwefelsaures Kali mit viel mehr Kohle als zu seiner Reduction erforderlich ist, z. B. 2 Th. Salz mit 1 Th. Kienruss, so bekommt man ein Schwefelkalium, welches, in Folge seines höchst fein zertheilten Zustandes und durch die zwischengelagerten Kohlentheilchen, sich von selbst an der Luft entzündet. Diese Masse heisst *Pyrophor*.

unter Entweichung der Kohlensäure, eine braune, spröde Masse, die ehemals sogenannte *Schwefelleber*. Sie besteht aus einem Gemenge von ¼ schwefelsaurem Kali und ¾ *Fünffach*-Schwefelkalium, KS^5. Dieses Schwefelkalium riecht und schmeckt nach Schwefelwasserstoff, zerfliesst an der Luft und löst sich mit gelber Farbe in Wasser auf. Säuren entwickeln daraus Schwefelwasserstoffgas, unter gleichzeitiger Fällung von weissem pulverförmigen Schwefel (Schwefelmilch).

Auf dieselbe Weise bildet sich durch Zusammenschmelzen von Schwefel und Kalihydrat, und durch Kochen von Schwefel mit kaustischer Kalilauge Schwefelkalium; in letzterem Falle aber bildet sich zugleich nicht schwefelsaures, sondern dithionigsaures Kali. Wird eine Auflösung von Schwefelkalium in Berührung mit der Luft gelassen, so absorbirt sie rasch Sauerstoffgas, und das Schwefelkalium verwandelt sich zuerst in dithionigsaures, zuletzt in schwefelsaures Kali; die höheren Schwefelungsstufen setzen dabei zugleich Schwefel ab.

Selenkalium ist in Wasser mit rother Farbe löslich. An der Luft setzt die Lösung alles Selen als röthlichschwarzes Pulver ab; mit Säuren entwickelt sie Selenwasserstoff.

Tellurkalium wird von Wasser mit tief purpurrother Farbe gelöst. An der Luft setzt die Lösung rasch alles Tellur als graues Pulver ab; mit Säuren entwickelt sie Tellurwasserstoffgas.

Phosphorkalium. Phosphor und Kalium, bei Ausschluss der Luft zusammengeschmolzen, vereinigen sich mit Feuerentwickelung zu einer braunen Masse, die in Wasser Phosphorwasserstoffgas entwickelt.

Arsenikkalium. Kalium und Arsenik vereinigen sich unter starker Feuererscheinung. Die Verbindung ist braun und entwickelt mit Wasser Arsenikwasserstoffgas unter Abscheidung von Arsenik.

Antimonkalium entsteht unter Feuererscheinung. Es wird auch gebildet durch Zusammenschmelzen von Antimon mit Kohle und kohlensaurem Kali. Metallglänzend.

Entwickelt in Wasser reines Wasserstoffgas unter Abscheidung des Antimons.

Salze.

In den Auflösungen der Kaliumsalze bewirkt eine concentrirte Auflösung von Weinsäure oder Ueberchlorsäure einen weissen, krystallinischen, und eine Platinchlorid-Lösung einen gelben Niederschlag (von zweifach-weinsaurem oder überchlorsaurem Kali oder Chlorplatinkalium).

***Chlorkalium,* $K\bar{Cl}$. Findet sich in kleiner Menge im Meerwasser und in Salzsoolen. Krystallisirt in farblosen, durchsichtigen Würfeln; schmeckt wie Kochsalz, ist in Wasser leicht löslich, schmilzt in der Glühhitze. Entsteht bei der von selbst erfolgenden Entzündung von Kalium in Chlorgas; ferner durch Auflösen von kohlensaurem Kali in Salzsäure, oder Glühen desselben in Chlorgas. Wird auch bei mehreren technischen Operationen als Nebenproduct gewonnen.**

***Bromkalium,* $K\bar{Br}$, krystallisirt in luftbeständigen Würfeln, ist überhaupt dem Chlorkalium sehr ähnlich.**

***Jodkalium,* $K\bar{I}$, ist in der Asche von Seepflanzen (in der Varec-Soda) enthalten. Kann auf verschiedene Weise bereitet werden: *a*) durch Sättigen von reinem kohlensauren Kali mit Jodwasserstoffsäure. *b*) Durch Auflösen von Jod bis zur Sättigung in Kalihydrat-Lösung, wobei sich Jodkalium und jodsaures Kali bilden. Zur Verwandlung des letzteren in Jodkalium wird der Lösung $\frac{1}{16}$ vom Gewicht des angewandten Jods an reinem, ausgeglühtem Kienruss zugemischt, zur Trockne verdunstet und die Masse gelinde geglüht, worauf sie in Wasser aufgelöst, die Lösung nöthigenfalls filtrirt und zur Krystallisation verdunstet wird. *c*) Man bereitet eine Lösung von Eisenjodür, indem man Jod mit Eisen und Wasser in Berührung lässt, bis es sich aufgelöst hat. Aus dieser Lösung wird das Eisen als schwarzbraunes Oxydul-Oxydhydrat durch eine Auflösung von Jod in verdünnter Kalilauge vorsichtig aus-**

gefällt. Auf 3 Th. Jod, zur Bereitung von Eisenjodür, löst man 1 Th. in der erforderlichen Menge Kalilauge.

Das Jodkalium krystallisirt in Würfeln, die theils klar, theils weiss undurchsichtig sind; schmeckt scharf salzig, ist in Wasser sehr leicht löslich, auch löslich in Weingeist. Schmilzt bei Glühhitze. Chlor- und Brom-Wasser, sowie rothe Salpetersäure, fällen aus seiner Lösung das Jod. Es ist die Hauptform, in der das Jod als Medicament angewendet wird.

Fluorkalium, KF, ist zerfliesslich.

Fluorkieselkalium, $3KF + 2SiF^3$, bildet ein weisses, fast unlösliches Pulver, und scheidet sich als ein sehr durchscheinender unkrystallinischer, farbenspielender Niederschlag ab, wenn man Kali mit Fluorkieselwasserstoffsäure sättigt oder diese zu einem aufgelösten Kalisalz mischt. Giebt beim Schmelzen mit Kalium amorphes, beim Schmelzen mit Aluminium krystallisirtes Silicium.

Cyankalium, $K\text{Cy}$. Entsteht unter Feuererscheinung beim Erhitzen von Kalium in Cyangas; unrein durch Glühen von Pottasche mit thierischen Substanzen. (S. ferner Cyan S. 49.) Wird am vortheilhaftesten erhalten durch Schmelzen eines innigen Gemenges von wasserfreiem Kaliumeisencyanür und der Kohle von einem gleichen Gewicht Weinstein; oder, gemengt mit cyansaurem Kali, durch Schmelzen von 8 Th. wasserfreiem Doppelcyanür mit 3 Th. reinem kohlensauren Kali in einem eisernen Tiegel und Abgiessen des geschmolzenen Salzes vom reducirten Eisen. Sehr rein erhält man es durch Sättigung einer Auflösung von Kalihydrat in Alkohol mit Cyanwasserstoffsäure. — Farblos, in Würfeln krystallisirend, leicht schmelzbar; reagirt alkalisch, schmeckt und riecht nach Blausäure, sehr giftig. An der Luft geschmolzen, verwandelt es sich in cyansaures Kali, eben so beim Schmelzen mit Bleioxyd und mehreren anderen Oxyden unter Reduction der Metalle. In Wasser leicht löslich; durch Kochen dieser Auflösung wird es in Ammoniak und ameisensaures Kali verwandelt.

Rhodankalium, $K . C^2NS^2$, entsteht durch Erwärmen

einer Auflösung von Cyankalium mit Schwefelblumen. Am zweckmässigsten erhält man es durch Zusammenschmelzen von 46 Th. wasserfreiem Kaliumeisencyanür, 17 Th. kohlensaurem Kali und 32 Th. Schwefel. Aus der Masse wird es mit heissem Alkohol angezogen. Grosse, farblose Prismen, in Wasser unter starker Kälte-Erzeugung löslich. Leicht schmelzbar.

Schwefelsaures Kali. Neutrales $\dot{K}\dddot{S}$, krystallisirt in harten, schwerlöslichen, bitterlich schmeckenden Krystallen ohne Wasser. Wird häufig als Nebenproduct gewonnen. *Zweifach*-schwefelsaures Kali, $\dot{K}\dddot{S}+\dot{H}\dddot{S}$, krystallisirt ebenfalls, schmeckt sauer, ist leicht löslich, leicht schmelzbar und verliert dabei sein Wasser und bei anhaltender Glühhitze seine überschüssige Säure. Es wird durch Zusammenschmelzen des neutralen mit seinem halben Gewicht Schwefelsäure, oder als Nebenproduct bei der Bereitung der Salpetersäure erhalten.

Schwefligsaures Kali, $\dot{K}\ddot{S}+2aq.$, entsteht durch genaues Sättigen einer verdünnten Auflösung von kohlensaurem Kali mit schwefliger Säure. Sehr leicht lösliche Krystalle. Ein wasserfreies, zweifach-saures Salz, $\dot{K}\ddot{S}^2$, entsteht auf dieselbe Weise bei Anwendung einer warmen concentrirten Lösung. Luftbeständige, harte, schwer lösliche Krystalle. Aus der mit schwefliger Säure übersättigten Lösung scheidet Alkohol $\dot{K}\ddot{S}+\dot{H}\ddot{S}$ ab.

Dithionsaures Kali, $\dot{K}S^2O^5$, durch Zersetzung des dithionsauren Manganoxyduls (S. 65) mit kohlensaurem Kali zu erhalten. Luftbeständige Krystalle.

Dithionigsaures Kali, $\dot{K}S^2O^2$, entsteht durch Kochen einer Auflösung von neutralem schwefligsauren Kali mit Schwefelpulver. Krystallisirt mit verschiedenem Wassergehalt. Sehr leicht löslich.

Thrithionsaures Kali, $\dot{K}S^3O^5$, entsteht durch Einleiten von schwefligsaurem Gas in eine Lösung von dithionigsaurem Kali oder von Schwefelkalium. Es bildet farblose, leicht lösliche Prismen ohne Wasser.

Selensaures Kali, $\dot{K}\dddot{S}e$, krystallisirt in derselben Form wie das schwefelsaure.

Phosphorsaures Kali, $\dot{K}^{3}\overset{.....}{\bar{P}}$. entsteht durch Glühen von Phosphorsäure mit überschüssigem kohlensauren Kali, wobei 3 Aeq. Kohlensäure ausgetrieben worden. Es bildet kleine Krystalle und ist leicht löslich. Sättigt man kohlensaures Kali mit gewöhnlicher Phosphorsäure bis zur sauren Reaction, so erhält man grosse, wohl ausgebildete Krystalle vom Salz $\dot{K}\dot{\bar{H}}^{2}+\overset{.....}{\bar{P}}$.

Arseniksaures Kali, $\dot{K}\dot{\bar{H}}^{2}+\overset{.....}{\bar{A}}s$, bildet grosse, luftbeständige, leicht lösliche Krystalle, von derselben Form wie das phosphorsaure Salz. Wird am besten erhalten durch Schmelzen von arseniger Säure mit dem gleichen Gewicht salpetersauren Kali's und Auflösen der weissen, krystallinischen Masse in Wasser.

Antimonsaures Kali, $\dot{K}\overset{.....}{\bar{S}}b$, entsteht durch Erhitzen von Antimon mit 4 Th. Salpeter, wobei sich ersteres unter Feuererscheinung oxydirt. Kaltes Wasser zieht aus der Masse überschüssiges Kali, kochendes alsdann das neutrale Salz aus, welches nur schwer krystallisirt. Der im Wasser unlösliche weisse Rückstand ist zweifach-saures Salz, welches auch durch Fällung der Auflösung des neutralen mit Kohlensäuregas erhalten wird.

Salpetersaures Kali, Salpeter, $\dot{K}\overset{.....}{\bar{N}}$. — Säulenförmige, gestreifte, inwendig gewöhnlich hohle Krystalle, von kühlendem, scharf salzigem Geschmack; 100 Th. Wasser von 0° lösen 13 Th., und von 97° 236 Th. Salpeter auf. Schmilzt in der Glühhitze und erstarrt beim Erkalten zu einer undurchsichtigen krystallinischen Masse. Entwickelt in stärkerer Hitze Sauerstoffgas und verwandelt sich in salpetrigsaures Kali. Veranlasst in der Glühhitze die Verbrennung von Kohle, Schwefel, Phosphor, Eisen, Zink mit grosser Heftigkeit (Verpuffung).

Der Salpeter wird in sehr grosser Menge verbraucht, vorzüglich zum Schiesspulver und zur Gewinnung der Schwefelsäure und Salpetersäure. Auch ist er wichtig als

Medicament. Ein grosser Theil des Salpeters, der gewonnen wird, kommt an gewissen Orten, namentlich in heissen Climaten, natürlich in der Erde vor; so in Bengalen, Aegypten, Ceylon, Ungarn. Unter dem Einfluss des Sauerstoffs der Luft bildet sich in solcher Erde aus den darin enthaltenen, faulenden und verwesenden stickstoffhaltigen organischen Materien Salpetersäure, die mit Basen, namentlich Kali und Kalkerde, in Verbindung tritt. Derselbe Vorgang findet statt bei der Salpeter-Gewinnung aus der künstlich zubereiteten Salpetererde, einem Gemenge von kali- und kalkhaltiger Erde mit faulenden und verwesenden organischen Abfällen aller Art, das, in lockere schmale Wände geformt und angefeuchtet, Jahre lang der Luft ausgesetzt wird. Aus solchen Erden werden dann die salpetersauren Salze durch Wasser ausgelaugt, indem man dabei, nach Bedarf, durch Zusatz von Holzasche das Kalksalz in Kalisalz verwandelt. Aus den Laugen wird zuerst der noch braune rohe Salpeter, und aus diesem durch Umkrystallisiren der reine Salpeter gewonnen.

Das *Schiesspulver* ist ein einiges Gemenge von durchschnittlich 75 Proc. Salpeter, 12 Schwefel und 13 Kohle, was sehr nahe 1 Aeq. Salpeter, 1 Aeq. Schwefel und 3 Aeq. Kohle entspricht, demnach bei der Abbrennung des Pulvers gerade auf Schwefelkalium, Stickgas und Kohlensäuregas entstehen könnten. Uebrigens werden die Verhältnisse für verschiedene Pulversorten absichtlich etwas variirt.

Salpetrigsaures Kali, $\dot{K}\dddot{N}$, am leichtesten zu erhalten durch Schmelzen von 1 Aeq. Salpeter mit 2 Aeq. Blei oder 1 Aeq. reiner Kohle. Leicht löslich, zerfliesslich.

Chlorsaures Kali, $\dot{K}\overset{.....}{Cl}$. — Bildet gewöhnlich perlmutterglänzende Krystallblättchen, schmeckt salpeterartig, ist in kaltem Wasser schwerlöslich, schmilzt bei gelinder Hitze ohne Zersetzung, zersetzt sich bei stärkerer in Sauerstoffgas, Chlorkalium und überchlorsaures Kali, und verwandelt sich zuletzt ganz in Chlorkalium; detonirt, mit brennbaren Körpern (Schwefel, Phosphor) gemengt, schon

durch Stoss oder Reiben mit heftigem Knall und Feuer. Wird erhalten, indem man eine concentrirte Auflösung von kaustischem Kali oder vortheilhafter ein erwärmtes Gemenge von 1 Aeq. Chlorkalium und dem breiförmigen Hydrat von 6 Aeq. Kalk mit Chlorgas sättigt. (Vergl. S. 80.)

Ueberchlorsaures Kali, $\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{Cl}}$, bildet kleinere, höchst schwerlösliche Krystalle und wird durch freie Ueberchlorsäure aus allen Kalisalzen gefällt. Seine Bildung s. S. 79.

Jodsaures Kali, $\dot{K}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{I}}$. Sehr kleine, schwerlösliche Krystalle. Scheidet sich als weisses Pulver ab bei der Auflösung von Jod in concentrirter Kalilauge.

Kohlensaures Kali. Neutrales $\dot{K}\ddot{C}$, ist eine weisse, stark alkalisch schmeckende und reagirende Masse, zerfliesst schnell in der Luft, krystallisirt nur schwierig, schmilzt in starker Glühhitze. Bildet im unreinen Zustande die Pottasche (S. 126). Ausser aus dieser kann es auch durch Glühen von Weinstein (weinsaurem Kali) und Auslaugen der verkohlten Masse erhalten werden. *Zweifach*, $\dot{K}\ddot{C}+\dot{H}\ddot{C}$, krystallisirt in durchsichtigen, nicht zerfliesslichen Krystallen; es verliert in der Hitze, nebst dem Wasser, die Hälfte der Säure. Zur Lösung bedarf es ungefähr 4 Th. kaltes Wasser. Durch Kochen seiner Auflösung verwandelt es sich in neutrales Salz. Wird erhalten, wenn man feuchte Pottasche oder befeuchteten, verkohlten Weinstein sich mit Kohlensäuregas sättigen lässt, z. B. über gährender Branntweinmaische.

Oxalsaures Kali. *Zweifach*, $\dot{K}\dddot{\bar{C}}\,.\,\dot{H}\dddot{\bar{C}}+2\,aq.$, unter dem Namen *Kleesalz* bekannt, wird durch Abdampfen des Saftes vom Sauerklee (Oxalis acetosella) gewonnen. Es bildet weisse, schwerlösliche, sauer schmeckende Krystalle. Durch Sättigung desselben mit kohlensaurem Kali erhält man das ebenfalls krystallisirende, leicht lösliche neutrale $\dot{K}\dddot{\bar{C}}+2\,aq.$

Kieselsaures Kali macht einen Bestandtheil vieler Mineralien aus, so z. B. vom Feldspath. Kieselsäure mit überschüssigem kohlensaurem Kali zusammengeschmolzen,

treibt eine Quantität Kohlensäure aus, deren Sauerstoffgehalt gleich ist dem der Kieselsäure. Es entsteht also $\dot{K}^3 \dddot{Si}^2$. Man erhält dieses Salz rein durch Zusammenschmelzen von 50 Th. kohlensaurem Kali und 11 Th. Kieselsäure. Es ist amorph, zerfliesslich. Säuren fällen daraus gallertförmige Kieselsäure. Es giebt noch andere Kali-Silicate, die aber schwer auf bestimmten Sättigungsstufen zu erhalten sind, da sie wenigstens auf nassem Wege nicht krystallisiren. Kieselsaures Kali ist auch ein Bestandtheil vom meisten deutschen Glas. (Ueber dieses so wie über Wasserglas siehe kieselsaures Natron.)

Cyansaures Kali, $\dot{K}\,\dot{C}y$. Bildet Krystallblättchen ähnlich dem chlorsauren Kali, schmeckt salpeterartig, ist ohne Zersetzung schmelzbar, in Wasser leicht löslich. Die Auflösung verwandelt sich bald, besonders beim Erhitzen, in zweifach-kohlensaures Kali und Ammoniak, welches verdunstet. Am zweckmässigsten bereitet man es, indem man 8 Th. wasserfreies Kaliumeisencyanür mit 3 Th. trocknem kohlensaurem Kali zusammenschmilzt und der schmelzenden Masse allmälig 18 Th. trocknes rothes Bleioxyd (Mennige) zumischt (vergl. S. 91). Das geschmolzene cyansaure Kali wird dann ausgegossen und aus siedendem Weingeist krystallisirt erhalten.

Kalium-Sulfhydrat, $KS + HS$ oder $\acute{K}\acute{H}$, bildet grosse, farblose, in der Luft zerfliessliche, scharf alkalisch schmeckende Krystalle, worin Basis und Säure gleichviel Schwefel enthalten. Wird erhalten durch Sättigung von Kalihydrat mit Schwefelwasserstoffgas, oder durch Glühen von Schwefelkalium oder kohlensaurem Kali in Schwefelwasserstoffgas.

Durch Auflösung der Sulfide von Kohlenstoff, Arsenik und Antimon in einer Lösung von Schwefelkalium werden die Kalium-Schwefelsalze dieser Sulfide gebildet. Sie sind schwer oder gar nicht krystallisirbar.

Wird amorphes antimoniges Sulfid mit einer Lösung von Schwefelkalium übergossen, so ändert es seine rothe Farbe in eine braune um, indem es etwas Schwefelkalium

aufnimmt. Eine ähnliche braune Verbindung, gemengt mit Antimonoxyd, wird erhalten durch Auflösen von gepulvertem schwarzem Schwefelantimon in einer siedenden Lösung von kohlensaurem Kali, bei deren Erkalten es sich absetzt. Dieses Präparat wird in der Pharmacie *Kermes minerale* genannt.

Legirungen des Kaliums. Das Kalium vereinigt sich mit den meisten Metallen. Im Allgemeinen entwickeln diese Legirungen in Wasser Wasserstoffgas, unter Oxydation des Kaliums und Zurücklassung des anderen Metalles.

2. Natrium.

Vorkommen. Aehnlich verbreitet wie das Kalium; als Natron mit Kieselsäure in vielen Gesteinen, ferner als natürliches kohlensaures, schwefelsaures, salpetersaures und borsaures Natron; ganz besonders aber als Chlornatrium (Steinsalz, Seesalz, Kochsalz). Auch sind Natriumsalze ganz allgemein im Pflanzen- und Thier-Organismus enthalten.

Eigenschaften. Dem Kalium sehr ähnliches, silberweisses, weiches, geschmeidiges Metall von 0,972 spec. Gewicht und 98° Schmelzpunkt. Oxydirt sich etwas weniger leicht als das Kalium; entzündet sich nicht auf kaltem Wasser, oxydirt sich aber, darauf herumschwimmend und schmelzend, mit grosser Heftigkeit und Wasserstoffgas-Entwickelung. Auf heissem entzündet es sich. Mit Kalium schmilzt es leicht zusammen. Eine Legirung von 1 Th. Natrium mit 1 bis 10 Th. Kalium ist noch bei 0° flüssig, wie Quecksilber.

Darstellung. Durch Destillation eines Gemenges von 100 Th. trocknem kohlensaurem Natron mit 24 Th. Kohlenpulver aus einer Retorte von Schmiedeeisen bei Weissglühhitze. Die Reduction findet leichter statt als die des Kaliums.

Natron, $\dot{N}a$ und *Natronhydrat*, $\dot{N}a\dot{H}$. Ihre Eigenschaften und Bildung ganz ähnlich wie beim Kali. Das

Natronhydrat zerfliesst nicht, sondern wird nur feucht und verwandelt sich nachher in trocknes kohlensaures Salz. Die kaustische Natronlauge erhält man leicht, wenn man 1 Th. krystallisirtes kohlensaures Natron in dem 8fachen Gewicht Wassers löst und die Lösung in einem verschlossenen Gefäss, unter öfterem Umschütteln, mit 1 Th. Kalkhydrat in Berührung lässt.

Das Natron wird in den Gewerben in gleicher Menge, und im Ganzen zu denselben Endzwecken, wie das Kali, gebraucht; es wird daher auf mehrfache Art im Grossen, und zwar stets als kohlensaures Natron, gewonnen.

a) Gewisse Seen hinterlassen beim Verdunsten während der heissen Jahreszeit Salzmassen, die als Hauptbestandtheil kohlensaures Natron enthalten. In manchen Gegenden wittert kohlensaures Natron in so grosser Menge aus der Erde aus, dass es zum Gebrauch gesammelt und gereinigt werden kann.

b) In anderen Ländern wird es durch Verbrennung gewisser, an dem Meeresstrande wachsender oder cultivirter Pflanzen, besonders Salsola- und Salicornia-Arten, gewonnen; die zurückbleibende Asche ist halb geschmolzen und bildet graue, steinartige Massen, bekannt im Handel unter dem Namen *Soda*. Die beste Sorte, die Barilla, enthält 25 bis 30 Proc. kohlensaures Natron. Viel ärmer daran, aber reicher an Jodkalium, sind die unter dem Namen *Kelp* und *Vareo* bekannten Soda-Arten, die durch Verbrennung von Seetang erhalten werden.

c) Das meiste Natron wird jetzt aus Kochsalz gewonnen. Dieses wird zuvor in eigenen Oefen durch Schwefelsäure in schwefelsaures Natron verwandelt.*) Das schwefelsaure Natron wird hierauf in Flammöfen mit kohlensaurem Kalk und Kohle zusammengeschmolzen. Die so gebildete, nach dem Erstarren graue, steinartige Masse ist im Wesentlichen ein Gemenge von kohlensaurem Natron

*) Die dabei in grosser Menge als Nebenproduct erhaltene Salzsäure wird meist zur Fabrikation von Chlorkalk verwendet.

und einer in Wasser unlöslichen Verbindung von Schwefelcalcium mit Kalkerde. Ersteres wird durch Wasser ausgelaugt, und durch Abdampfung der Laugen entweder wasserfreies oder krystallisirtes Salz erhalten.

Zu *Schwefel* etc. verhält sich das Natrium wie das Kalium.

Salze.

Sehr ähnlich den Kaliumsalzen; viele enthalten viel Krystallwasser und verwittern. Sie geben nicht die Kali-Reactionen. Mit Fluorkieselwasserstoffsäure geben sie einen durchscheinenden Niederschlag von Fluorkieselnatrium, der unter dem Microscop aus Krystallen bestehend erscheint, während der entsprechende Niederschlag von Kaliumsalzen ganz amorph ist. Von diesen unterscheiden sie sich ferner dadurch, dass sie mit antimonsaurem Kali einen krystallinischen Niederschlag von antimonsaurem Natron geben.

Chlornatrium, Steinsalz, Kochsalz, Seesalz, NaCl. Krystallisirt in Würfeln, häufig zu hohlen Pyramiden an einander gelagert; spaltbar nach den Würfelflächen; durchsichtig oder durchscheinend; von rein salzigem Geschmack; verknistert heftig beim Erhitzen, schmilzt in der Glühhitze und verdampft, erstarrt beim Erkalten wieder krystallinisch. In heissem Wasser kaum löslicher als in kaltem. Die gesättigte Auflösung enthält 27 Procent Salz. Unter 0° krystallisirt es daraus in 6seitigen Tafeln mit 4 oder 6 Atomen Krystallwasser, welches sich über 0° wieder davon trennt, unter Zurücklassung von würfelförmigem wasserfreien Salz. Enthält 60,68 Proc. Chlor und 39,32 Proc. Natrium. — Das Chlornatrium entsteht bei der von selbst erfolgenden Verbrennung von Natrium in Chlorgas. Es wird wegen seines grossen Verbrauchs in ausserordentlicher Menge gewonnen: *a*) bergmännisch als Steinsalz; *b*) durch Abdampfen seiner als Salzquellen (Salzsoolen) natürlich vorkommenden Auflösung; c) durch Verdunsten des Meerwassers in der Sonnenwärme.

Brom-, *Jod-* und *Fluor-Natrium* krystallisiren eben-

falls in Würfeln, und haben auch sonst mit dem Kochsalz grosse Aehnlichkeit.

Schwefelsaures Natron, Glaubersalz, $\dot{Na}\dddot{S} + 10$ aq. Grosse, klare, in der Luft verwitternde Krystalle, von kühlendem, bitterlich-salzigem Geschmack; 100 Th. Wasser von 0° lösen 12 Th., von 18° 48 Th., von 33°, wo das Maximum der Löslichkeit ist, 322 Th. Glaubersalz auf. Die 10 Atome Krystallwasser machen 55,76 Procent aus, das es beim Verwittern verliert. Schmilzt leicht beim Erwärmen in seinem Krystallwasser. Findet sich in vielen Mineralwassern; wird im Grossen aus Kochsalz und Schwefelsäure, und als Nebenproduct aus der Mutterlauge der Salinen, bei der Salmiakgewinnung und mehreren anderen Processen gewonnen; dient zur Fabrikation der künstlichen Soda und des Glases; ist auch als Arzneimittel wichtig. — Aus einer gesättigten Auflösung bei +40° krystallisirend, schiesst es in wasserfreiem Zustande mit anderer Krystallform an. Wird eine bei 33° gesättigte Lösung zum Sieden erhitzt, so scheidet sich eine Menge Salz in wasserfreiem Zustande als ein Salzpulver ab. Auch bildet es ein saures Salz. Wasserfreies schwefelsaures Natron mit schwefelsaurem Kali zu gleichen Atomgewichten zusammengeschmolzen, giebt nach dem Erstarren eine glasige, amorphe Masse. Aus ihrer siedendheiss gesättigten Lösung in Wasser setzt sich unter lebhafter Lichtentwickelung ein krystallisirtes Doppelsalz ab, welches beim Umkrystallisiren die Lichtentwickelung nicht wieder zeigt.

Dithionsaures Natron, $\dot{Na}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{S}} + 2$aq., krystallisirt in grossen, luftbeständigen Prismen. Man erhält es durch Zersetzung einer Auflösung von unterschwefelsaurem Manganoxydul (s. S. 65) mit einer Auflösung von Schwefelnatrium oder kohlensaurem Natron.

Dithionigsaures Natron, $\dot{Na}\ddot{\bar{S}} + 5$aq., bildet grosse, leicht lösliche Krystalle. Es entsteht, wenn man eine concentrirte Lösung von Schwefelnatrium sich an der Luft oxydiren lässt, oder wenn man eine Lösung von neutralem

schwefligsaurem Natron mit einer heiss gesättigten Lösung von Schwefel in Aetznatronlauge vermischt. Wird in der Photographie gebraucht.

Salpetersaures Natron, $\dot{N}a\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{N}}$, krystallisirt in Rhomboëdern; verhält sich im Ganzen wie Salpeter, und wird wie dieser angewendet; auch dient es zur Gewinnung von Salpeter, indem man es in Auflösung sich wechselseitig mit Pottasche oder Chlorkalium zersetzen lässt. Findet sich natürlich in einem unerschöpflichen Lager in Peru und kommt unter dem Namen Chilisalpeter in den Handel.

Chlorsaures Natron, $\dot{N}a\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{Cl}}$, bildet sehr leicht lösliche Krystalle, kann daher nicht wie das Kalisalz bereitet werden.

Ueberchlorsaures Natron, $\dot{N}a\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{Cl}}$, ist zerfliesslich.

Unterchlorigsaures Natron, $\dot{N}a\dot{\bar{Cl}}$, entsteht durch Einleiten von Chlorgas in eine Auflösung von kohlensaurem Natron. Die Flüssigkeit enthält nachher zugleich Chlornatrium und zweifach-kohlensaures Natron. Dient als Oxydationsmittel und zur Zerstörung fauler Gerüche und Ansteckungsstoffe.

Phosphorsaures Natron, $(\dot{N}a^2\dot{\bar{H}}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{P}})+24aq$. Ist im Harn enthalten. Wird durch Sättigung der aus den Knochen gewonnenen Phosphorsäure mit kohlensaurem Natron bereitet. Bildet grosse, klare, leicht verwitternde Krystalle; reagirt alkalisch. Enthält 64,15 Procent oder 25 Atome Wasser, wovon es, bei Temperaturen unter 100° erwärmt, 24 Atome verliert; das 25ste geht erst beim Glühen weg und gehört zur Basis. Mit neutralen Silbersalzen bildet es einen Niederschlag von gelbem $\dot{A}g^3\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{P}}$. — Lässt man das Salz bei +31° krystallisiren, so nimmt es nur 17 Atome Wasser auf, wovon 16 unter 100° weggehen, das 17te erst beim Glühen.

Wird die Auflösung des gewöhnlichen phosphorsauren Natrons mit Natronlauge versetzt und abgedampft, so erhält man ein Salz in dünnen Prismen, welches $\dot{N}a^3\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{P}}+24aq$.

ist und schon durch Kohlensäure in das gewöhnliche verwandelt wird.

Wird dem ersteren Salz noch eben so viel Phosphorsäure, als es schon enthält, zugesetzt und abgedampft, so krystallisirt das Salz $(\dot{\mathrm{Na}}\dot{\mathrm{H}}^2\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{P}})+2\mathrm{aq}$. Es enthält im Ganzen 26 Procent Wasser, wovon bei einer gewissen Temperatur die Hälfte weggeht. Die anderen 2 Atome, die zur Basis gehören, gehen erst bei stärkerem Erhitzen weg. Erwärmt man es bis zu 200°, so verliert es 3 Atome Wasser, und ist dann $(\dot{\mathrm{Na}}\dot{\mathrm{H}})+\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{P}}$, welches in Wasser sehr löslich und nicht krystallisirbar ist. Es giebt dieselben Niederschläge, wie das ^{b}phosphorsaure Natron.

^{a}*Phosphorsaures Natron*, $\dot{\mathrm{Na}}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{P}}$, entsteht durch schwaches Glühen des vorigen. Es ist eine in Wasser unlösliche Salzmasse. Erhitzt man aber das Salz bis zum Schmelzen, so erhält man es in auflöslichem Zustand, und selbst an der Luft zerfliessend.

^{b}*Phosphorsaures (pyrophosphors.) Natron*, $\dot{\mathrm{Na}}^2\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{P}}$, entsteht durch Glühen des verwitterten ^{c}phosphorsauren Natrons, welches dann nach dem Wiederauflösen und Krystallisiren durch das Austreten des basischen Wasseratoms ein ganz anderes Salz geworden ist. Es enthält nun 40,7 Procent oder 10 Atome Krystallwasser, und verwittert nicht in der Luft. Mit neutralen Silbersalzen bildet es einen weissen Niederschlag von $\dot{\mathrm{Ag}}^2\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{P}}$.

Arseniksaures Natron. Die Arseniksäure bildet mit dem Natron ganz ähnlich zusammengesetzte krystallisirbare Salze, wie die Phosphorsäure. Die entsprechenden Salze sind isomorph.

Antimonsaures Natron. $\dot{\mathrm{Na}}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\mathrm{Sb}}$, ist ein krystallinisches Pulver, in Wasser unlöslich.

Kohlensaures Natron. Das *neutrale*, $\dot{\mathrm{Na}}\ddot{\mathrm{C}}+10\mathrm{aq.}$, (aus der Soda) bildet grosse, in der Luft leicht verwitternde Krystalle, mit 63 Procent Krystallwasser, in welchem es beim Erwärmen leicht schmilzt; kann auch bei höheren Temperaturen in anderen Verhältnissen mit Wasser kry-

stallisiren; schmeckt und reagirt alkalisch, in Wasser leicht löslich. 100 Th. Wasser lösen bei 14° 60 Th., bei 56° 833 Th., bei 104° (dem Siedepunkt der gesättigten Lösung) 445 Th. krystallisirtes Salz auf. Wittert nicht selten aus Mauern aus. *Zweifach*, $\dot{Na}\ddot{C} + \dot{H}\ddot{C}$, welches in kleinen, viel weniger leichtlöslichen Krystallen anschiesst, wird auf ähnliche Weise wie das entsprechende Kalisalz erhalten, am zweckmässigsten durch Sättigen eines innigen Gemenges von 1 Th. krystallisirtem und 3 Th. entwässertem neutralen Salz mit Kohlensäuregas. Ist in den alkalischen Mineralwassern enthalten, namentlich in bedeutender Menge im Carlsbader. Wird als Medicament und bei der Brodbereitung gebraucht. *Anderthalb*, $2\dot{Na}\ddot{C}, \dot{H}\ddot{C} + 3aq.$, findet sich in Aegypten und Mexico in den Natronseen und heisst im Handel Trona oder Urao.

Borsaures Natron, zweifach, $\dot{Na}\dddot{B}^2 + 10aq.$, (Borax). Klare, harte, schwerlösliche Krystalle; schmeckt und reagirt schwach alkalisch; bläht sich beim Erhitzen stark auf, unter Verlust seines Krystallwassers; schmilzt in der Glühhitze und erstarrt zu einem amorphen, klaren Glas. Bei ungefähr 60° krystallisirt er aus seiner Lösung mit nur 5 Aeq. Wasser in Octaëdern. Wird beim Löthen der Metalle, bei der Glasfabrikation, zu Glasuren und als Fluss bei Metallreductionen gebraucht. Kommt unter dem Namen *Tinkal*, mit einer seifenartigen Substanz überzogen, aus Tibet. Ein grosser Theil wird auch aus der natürlichen Borsäure und kohlensaurem Natron gemacht. Das *neutrale* Salz, $\dot{Na}\dddot{B} + 8aq.$, erhält man durch heftiges Glühen eines innigen Gemenges von 1 Atomgewicht Borax mit 1 Atom kohlensaurem Natron. Das Salz ist sehr schwer schmelzbar, in Wasser leicht löslich, krystallisirbar. Es zieht Kohlensäure aus der Luft an, und verwandelt sich in Borax und kohlensaures Natron.

Kieselsaures Natron. Ist ein Bestandtheil vieler als Mineralien vorkommenden Doppel-Silicate. Aus einer bis zu einem gewissen Grade gesättigten Lösung von Kiesel-

säure in Natronlauge krystallisirt in grossen, leichtlöslichen Prismen das Salz $\dot{Na}^3 \dddot{Si}^2 + 18\dot{\bar{H}}$.

Das *Natron-Wasserglas* ist ein durchsichtiges, in Glühhitze schmelzbares, glasähnliches, in Wasser lösliches Natron-Silicat, dessen Lösung, vermischt mit Kreide, zum Anstrich, namentlich als vor Feuer schützender Ueberzug auf Holz, Leinewand etc. und zur Erhärtung von weichen porösen Bausteinen angewendet wird. Es wird gewonnen durch Auflösen von Feuerstein oder Infusorienerde in heisser Natronlauge oder durch Schmelzen eines Gemenges von 100 Th. Quarzsand, 60 Th. wasserfreiem Glaubersalz und 20 Th. Kohlenpulver.

Das *Glas* ist ein amorphes zusammengeschmolzenes Gemenge im Wesentlichen von kieselsaurem Alkali mit kieselsaurem Kalk und häufig auch kieselsaurem Bleioxyd. Das Alkali ist entweder Kali oder Natron, oder beide zugleich. Auch die quantitativen Verhältnisse sind in den verschiedenen Glassorten sehr ungleich, wie folgende Beispiele zeigen:

Zusammensetzung verschiedener Glassorten:

Bestandtheile.	Weisses böhmisch.	Weisses französ.	Bouteillenglas.	Krystallglas.	Flintglas.
Kieselsäure	76	72	60	52	45
Kali	15	—	3	9	11
Natron . . .	—	17,5	—	—	—
Kalkerde . .	8	7	18	—	—
Talkerde . .	—	—	7	—	—
Thonerde . .	1	2,5	7	1	—
Eisenoxyd .	—	—	4,5	} 1	—
Manganoxyd	—	1	0,5	}	—
Bleioxyd . .	—	—	—	37	44

Die Hauptmaterialien zur Glasfabrikation sind: Sand oder Quarz, Pottasche oder Soda (auch Glaubersalz), und Kalk. Diese Substanzen werden in bestimmten, durch die Erfahrung gefundenen, Verhältnissen mit einander gemengt,

und diese Masse (der *Glassatz)* gut ausgetrocknet in die schon glühenden Häfen im Glasofen eingetragen, und nun durch anhaltendes starkes Feuer zu Glas geschmolzen. Im geschmolzenen Zustande hat das Glas eine eigenthümliche, dickflüssige, zähe Beschaffenheit, wovon seine Formbarkeit durch Blasen abhängt. Die meisten Glasgegenstände werden geblasen (Hohlglas, Tafelglas), andere werden gegossen und zum Theil durch Pressen geformt. Alle fertigen Gegenstände müssen, um nicht nachher bei Temperaturwechsel leicht zu springen, sehr langsam abgekühlt werden, und kommen zu diesem Endzwecke noch glühend in den dunkel glühenden Kühlofen, mit dem man sie erkalten lässt. Bei der Verfertigung des Bleiglases (Flintglas, Krystallglas) wird dem Glassatz noch eine gewisse Menge Mennige (rothes Bleioxyd) zugesetzt. Zum Bouteillenglas wird gewöhnliche Holzasche und selbst ausgelaugte Asche genommen. Bei der Verfertigung des weissen Glases wird meist eine kleine Menge Braunstein (Mangansuperoxyd) zugesetzt, was zur Entfärbung des Glases dient; zu demselben Endzweck auch etwas Salpeter.

Das Glas ist von verschiedener Schmelzbarkeit; das bleihaltige ist das leichtflüssigste. Wird Glas lange Zeit bis zum Erweichen glühend erhalten, so wird es porzellanähnlich, undurchsichtig, weiss, krystallinisch. Die gefärbten Glasarten werden durch Zusatz von färbenden Metalloxyden hervorgebracht, z. B. rothes durch Goldpurpur oder Kupferoxydul, blaues durch Kobaltoxyd, grünes durch Kupferoxyd, weisses durch Zinnoxyd u. s. w. Das Milchglas wird durch Zusatz von gebrannten Knochen erhalten. Die Masse zu den künstlichen Edelsteinen (Glasflüssen) ist ein durch ein Metalloxyd gefärbtes, leicht schmelzbares, reines Bleiglas. Das Email ist ebenfalls ein bleihaltiges, gewöhnlich durch Zinnoxyd weiss und undurchsichtig gemachtes Glas.

Natrium-Sulfarseniat, $\overset{\prime}{Na}^3 \overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{As} + 15$ aq., entsteht, wenn 15 Th. Auripigment mit 20 Th. kohlensaurem Natron, 6 Th. Schwefel und 3 Th. Kohle zusammengeschmolzen,

die Masse nachher in Wasser aufgelöst, mit 4 Th. Schwefel erhitzt, filtrirt und die Lösung mit einer Schicht Alkohol übergossen hingestellt wird. Es bildet blassgelbe, sehr glänzende, luftbeständige Krystalle. Aus seiner Lösung fällen Säuren, unter Schwefelwasserstoff-Entwickelung, blassgelbes Arseniksulfid.

Natrium-Sulfantimoniat, $\acute{N}a^3 \overset{'''''}{Sb} + 18$ aq., krystallisirt in grossen, blassgelben Tetraëdern, ist in Wasser leicht löslich und nach Verlust des Wassers ohne Zersetzung in Glühhitze schmelzbar. Aus seiner Lösung fällen Säuren, unter Schwefelwasserstoff-Entwickelung, orangefarbenes Antimonsulfid (Sulphur auratum), welches auf diese Weise bereitet wird. An der Luft zersetzt es sich. Man erhält dieses Salz durch Zusammenschmelzen von 8 Th. wasserfreiem schwefelsauren Natron, 4 Th. schwarzem Schwefelantimon und 1 Th. Kohlenpulver, Auflösen der Masse in wenigem Wasser, und Kochen der Lösung mit 1 Th. Schwefel, bis dieser sich aufgelöst hat. Aus der filtrirten Lösung scheidet sich das Salz in Krystallen ab. Oder man vermischt eine Auflösung von 9 Th. krystallisirtem kohlensauren Natron in 40 Th. Wasser mit dem breiförmigen Hydrat von 2½ Th. Kalk, 4½ Th. sehr fein geriebenem Schwefelantimon und 1½ Th. Schwefelblumen, kocht die Masse mehrere Stunden lang, filtrirt und kocht die Lösung bis zur Krystallisation ein.

3. Lithium.

Vorkommen. Bis jetzt sehr selten, als Lithion, nur in einigen seltneren Mineralien; mit Kieselsäure vorzüglich im Petalit, Spodumen und Lithionglimmer; mit Phosphorsäure im Triphyllin.

Eigenschaften. Silberweisses, weiches, geschmeidiges Metall von 0,59 spec. Gewicht, also auf Steinöl schwimmend. Schmilzt bei 180°, zersetzt das Wasser, ohne sich darauf zu entzünden. Verbrennt in Sauerstoffgas und Chlorgas mit weissem Licht. Wird durch Zer-

setzung von glühend geschmolznem Chlorlithium vermittelst des electrischen Stroms erhalten.

Das *Lithion*, 1817 von Arfvedson entdeckt, verhält sich als Hydrat ähnlich dem Kalihydrat, wird aber an der Luft nicht feucht und ist in Wasser schwer löslich. Beim Schmelzen in Platingefässen greift es dieselben sehr stark an, was als Kennzeichen für dieses Alkali dienen kann. Das *kohlensaure* Lithion bedarf 100 Th. Wasser zur Auflösung. Das *phosphorsaure* Lithion ist unlöslich und wird als ein weisses Pulver niedergeschlagen. Das *Chlorlithium* krystallisirt in Würfeln, ist leicht schmelzbar und höchst zerfliesslich. Die Lithionsalze färben die Weingeistflamme schön carminroth.

4. Ammonium.

Das Ammonium ist kein einfacher Stoff, sondern ist aus Stickstoff und Wasserstoff zusammengesetzt; auch kennt man es noch nicht im ungebundenen Zustand, man muss es aber in Verbindungen existirend annehmen und für einen metallartigen Körper halten, weil es die Eigenschaft hat, mit Quecksilber ein festes Amalgam zu geben und mit den meisten Metalloïden Verbindungen einzugehen, die denen der Alkali-Metalle vollkommen analog sind. Jenes Amalgam entsteht, wenn man den — Poldraht einer electrischen Säule in Quecksilber, welches unter flüssigem Ammoniak liegt, und den + Poldraht der Säule in das Ammoniak leitet, oder wenn man Natrium-Amalgam in eine concentrirte Lösung von Salmiak (Chlorammonium) legt. Dieses Amalgam zersetzt sich ausser dem electrischen Kreise sogleich in Quecksilber, Ammoniak und Wasserstoffgas, und zwar in solchem Verhältnisse, dass man das Ammonium als aus 1 Volumen Stickgas und 4 Volumen Wasserstoffgas zusammengesetzt betrachten kann $= \text{NH}^4$. 1 Volumen Stickgas und 3 Volumen Wasserstoffgas dagegen bilden das sogenannte flüchtige Alkali, das *Ammoniak* $= \text{NH}^3$. Dieses erlangt seine basischen Eigenschaften erst dadurch, dass es sich in Berührung mit Wasser,

Wasserstoffsäuren oder wasserhaltigen Sauerstoffsäuren in Ammonium verwandelt, welches dann mit dem Sauerstoff des Wassers oder dem Radical der Wasserstoffsäure in Verbindung tritt.

Ammoniak.

Eigenschaften. Farbloses Gas, von sehr heftigem, eigenthümlichem Geruch; sein spec. Gewicht, durch Wägung gefunden, ist 0,597; durch starke Abkühlung oder einen Druck von $6\frac{1}{2}$ Atmosphäre bei $+10^\circ$ ist es zu einer farblosen, dünnen Flüssigkeit condensirbar, die bei -80° krystallinisch erstarrt. Reagirt und schmeckt scharf alkalisch; bildet in Berührung mit sauren Gasen dicke, weisse Nebel. Durch eine mit Metalldraht gefüllte glühende Röhre geleitet, oder durch hindurchschlagende electrische Funken wird es zersetzt, verdoppelt dabei seinen Umfang, und wird in ein Gemenge von 3 Maass Wasserstoffgas und 1 Maass Stickgas verwandelt. Das Ammoniakgas besteht demnach aus:

	Volumen.	Spec. Gew.	Aeq.	
Stickstoff	$\frac{1}{2}$	0,4856	1	= 82,353
Wasserstoff	$1\frac{1}{2}$	0,1038	3	= 17,647
Verdichtet zu	1 Ammoniakgas.	0,5894	1 NH^3	=212,50.

Das Ammoniak ist das Material, vermittelst dessen alle übrigen Stickstoff-Verbindungen hervorgebracht werden können.

In der Luft ist es nur schwer verbrennbar; mit reinem Sauerstoffgas gemengt, lässt es sich durch den electrischen Funken entzünden, und verbrennt zu Wasser und Stickgas.

Aber Platinschwamm, in einem Gemenge von Ammoniakgas und Sauerstoffgas erwärmt, verwandelt dasselbe in Salpetersäure und Wasser. Es ist wahrscheinlich, dass alle Salpetersäure aus Ammoniak entsteht.

Manche Metalloxyde, in Ammoniakgas schwach erhitzt, bilden damit Wasser und Stickstoffmetalle.

Borsaures Natrum } → Bor,
Salmiak,

Borsaures Natron } → Bor, Natrium
Sauerstoff, Sauerstoff
Salmiak } → Chlor- Stickstoff u.
Wasserstoff.

Bor
~~Chlor~~ Stickstoff,

Mit Chlorgas entzündet sich das Ammoniakgas bei gewöhnlicher Temperatur und giebt Stickgas und Salmiak (Chlor-Ammonium). Chlorgas, durch concentrirtes, wässriges Ammoniak geleitet, zersetzt dasselbe unter Feuererscheinung, ebenfalls unter Bildung von Salmiak und Stickgas, welches mit Aufbrausen weggeht. Dagegen bildet Chlorgas in Berührung mit der Lösung eines Ammoniaksalzes, Chlorstickstoff.

Jod, mit wässrigem Ammoniak übergossen, wird in einen schwarzen, bei der leisesten Berührung heftig explodirenden Körper verwandelt, $= \bar{N}\bar{I}^3 + \bar{N}\bar{H}^3$.

Chlorschwefel bildet mit Ammoniak explodirenden Schwefelstickstoff, $S^2\bar{N}$.

Chlorphosphor bildet damit einen weissen, feuerbeständigen, in Wasser unlöslichen Körper, wahrscheinlich $\bar{P}\bar{N}\bar{H}^2$.

Ammoniakgas, über glühende Kohlen geleitet, bildet Cyanammonium, $\bar{N}\bar{H}^4 . C^2\bar{N}$.

Amorphes Bor, in Ammoniakgas erhitzt, zersetzt dasselbe unter Feuererscheinung und Bildung von Stickstoffbor. Dasselbe entsteht, wenn wasserfreier Borax mit Salmiak erhitzt wird.

Chlorkiesel vereinigt sich mit Ammoniakgas unter starker Erhitzung zu einer weissen Masse, die beim Erhitzen in Salmiak und Stickstoffkiesel zerfällt.

Bildung. Das Ammoniak lässt sich nicht durch unmittelbare Vereinigung seiner Elemente hervorbringen. Zu seiner Bildung sind immer schon bestehende Stickstoff-Verbindungen erforderlich. Seine Bildung findet stets statt, wenn Stickstoff und Wasserstoff im Momente, wo sie sich von einem anderen Körper trennen, mit einander in Berührung kommen. Es entsteht z. B., wenn ein Gemenge von Stickoxydgas und Wasserstoffgas mit erhitztem Platinschwamm in Berührung kommt, wenn sich Cyansäure oder Cyankalium mit Wasser zersetzen, wenn sich ein wasserzersetzendes Metall, z. B. Zink, in mit Salpetersäure vermischter, verdünnter Schwefelsäure auflöst, wenn Stickstoffbor oder Stickstoffkiesel in Wasser-

dampf geglüht oder mit Kalihydrat geschmolzen werden. Am häufigsten entsteht es bei den verschiedenartigsten Zersetzungen organischer stickstoffhaltiger Körper, so namentlich auch bei der Fäulniss ganzer Organismen, daher es auch stets in der Damm- oder Acker-Erde enthalten ist. Von allen stickstoffhaltigen Körpern wird der Stickstoff vollständig in Ammoniak verwandelt, wenn sie in Vermischung mit Kalihydrat bis zu ihrer Zersetzung erhitzt werden. Am gewöhnlichsten und technisch wird das Ammoniak durch trockne Destillation derselben erzeugt (siehe Salmiak).

D a r s t e l l u n g. Durch Erhitzen eines innigen Gemenges von 1 Th. Salmiak und 2 Th. gebranntem Kalk in einem Gasentwickelungsapparat, oder auch durch Erwärmen eines Gemenges von kohlensaurem Ammoniak mit breiförmigem Kalkhydrat. Um es als trocknes Gas zu haben, muss es über Kalihydrat geleitet und über Quecksilber aufgesammelt werden.

Ammoniumoxydhydrat, $\dot{N}H^4\dot{H}$. Ammoniakgas wird sehr rasch und unter starker Wärme-Entwickelung von Wasser aufgelöst; 1 Maass Wasser kann bei niedriger Temperatur über 600 Maass Gas auflösen, und bekommt dadurch 0,875 spec. Gewicht, indem es bedeutend an Umfang zunimmt. Diese Flüssigkeit ist als eine Auflösung von Ammoniumoxydhydrat zu betrachten. Sie hat den starken, eigenthümlichen Geruch des Gases, reagirt stark alkalisch, schmeckt höchst brennend, macht auf der Haut Blasen, und verliert an der Luft oder durch Kochen das Ammoniak. In dieser Form wird das Ammoniak gewöhnlich angewendet, unter dem Namen *liquides* oder *kaustisches Ammoniak* (Salmiakgeist).

Schwefelammonium, $\acute{N}H^4$. Entsteht durch Vereinigung von Ammoniakgas mit seinem halben Volumen Schwefelwasserstoffgas bei niedriger Temperatur. Farblose, sehr flüchtige, stark und übelriechende, prismatische Krystalle. In Auflösung erhält man es auf dieselbe Weise wie das

Einfach-Schwefelkalium. Das Schwefelammonium ist eine Schwefelbasis.

Amid, NH^2. Unter gewissen Umständen kann aus der Zusammensetzung des Ammoniaks 1 Aequivalent Wasserstoff austreten, wodurch eine Verbindung entsteht, die man *Amid* genannt hat. Sie ist zwar bis jetzt so wenig wie das Ammonium für sich darstellbar, sie muss aber in vielen Verbindungen als existirend angenommen werden (siehe oxalsaures Ammoniumoxyd).

Salze.

Wenn sich das Ammoniak mit einer Sauerstoffsäure zu einem Salz vereinigen soll, so muss die Säure basisches Wasser enthalten, dessen Elemente mit dem Ammoniak Ammoniumoxyd bilden. 1 Aequivalent Ammoniak nimmt, um ein neutrales Salz zu bilden, 1 Aeq. wasserhaltige Säure auf; die Sauerstoffmenge im Wasser der Säure verhält sich also zu der der letzteren, wie die Sauerstoffmenge in einer jeden Basis, wodurch dieselbe Säure neutralisirt wird; der Wasserstoff aber beträgt gerade so viel, um mit dem Ammoniak Ammonium zu bilden. Wird das Ammoniumoxyd durch eine stärkere Base von der Säure getrennt, so theilt es sich in Ammoniak und Wasser. Ausser Verbindung kann es nicht bestehen.

Die Wasserstoffsäuren vereinigen sich mit dem Ammoniak stets in einem solchen Verhältniss, dass der Wasserstoff der Säure mit dem Ammoniak Ammonium bildet. Die hieraus entspringenden Salze sind also die Haloïdsalze des Ammoniums. Bringt man z. B. Chlorwasserstoffsäuregas mit Ammoniakgas in Berührung, so verdichtet sich genau 1 Maass des einen Gases mit 1 Maass vom anderen zu einem festen, neutralen Salz, zu Salmiak oder Chlorammonium.

Die meisten Ammoniumsalze schmecken stechend salzig. Im Feuer verflüchtigen sie sich entweder unzersetzt (Salmiak), oder sie zersetzen sich (phosphorsaures Ammoniak). Mit den Alkalien und alkalischen Erden

entwickeln sie sogleich Ammoniak, erkennbar am Geruch und an der Eigenschaft, mit einer darüber gehaltenen flüchtigen Säure Nebel zu bilden. In Auflösung geben sie mit Platinchlorid dieselbe Reaction wie die Kaliumsalze. Sie sind isomorph mit den entsprechenden Kaliumsalzen.

Chlorammonium, Salmiak, $\mathrm{NH^4Cl}$, — das wichtigste Ammoniumsalz, entsteht durch Vereinigung der beiden Gase, oder durch Sättigung von wässrigem Ammoniak mit Salzsäure. Fabrikmässig wird er dadurch gewonnen, dass thierische Stoffe (Horn, Klauen, Lederabfälle, Knochen) der trocknen Destillation unterworfen werden, und das dabei, unter anderen Producten, abdestillirende rohe kohlensaure Ammoniumoxyd unmittelbar mit Salzsäure gesättigt, die Lösung abgedampft und der rohe Salmiak durch Umkrystallisiren oder durch Sublimation gereinigt wird. Oder es wird das kohlensaure Ammoniak in schwefelsaures Salz verwandelt, dadurch dass man es unmittelbar mit Schwefelsäure sättigt, oder dass man seine Lösung durch Lagen von Gyps fliessen lässt. Das so erhaltene schwefelsaure Ammoniumoxyd wird dann in Lösung mit Kochsalz vermischt und dadurch in Salmiak verwandelt. — Im Handel kommt der Salmiak entweder als Krystallpulver oder in Gestalt von, durch Sublimation erhaltenen, runden, durchscheinenden, zähen Kuchen von faserig krystallinischem Gefüge vor. Er schmeckt scharf salzig, ist in Wasser leicht löslich, und krystallisirt daraus in Octaëdern und Würfeln. Verdampft beim Erhitzen ohne zu schmelzen und unzersetzt.

Cyanammonium, $\mathrm{NH^4Cy}$. Farblose, sehr flüchtige, nach Blausäure riechende Würfel, die sich sehr rasch in eine schwarzbraune Substanz verwandeln. Entsteht durch Erwärmen eines Gemenges von Cyankalium mit Salmiak; in aufgelöster Form durch Sättigen von Cyanwasserstoffsäure mit Ammoniak, oder durch Destillation von 3 Th. Salmiak mit 2 Th. Kaliumeisencyanür und 10 Th. Wasser.

Schwefelsaures Ammoniumoxyd, $\mathrm{NH^4\ddot{S}}$. Farblose, luftbeständige in Wasser leicht lösliche Krystalle. Wird

beim Erhitzen grösstentheils in sublimirendes schwefligsaures Salz verwandelt.

Salpetersaures Ammoniumoxyd, $\dot{\text{N}}\text{H}^4\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{N}}$. Prismatische, in der Luft zerfliessliche Krystalle; es schmilzt bei gelindem Erhitzen und zersetzt sich in Wasser und Stickoxydulgas (vergl. S. 71).

Salpetrigsaures Ammoniumoxyd, $\dot{\text{N}}\text{H}^4\overset{\cdot\cdot\cdot}{\text{N}}$. Wird schon durch blosses Erwärmen seiner Auflösung vollständig in Wasser und Stickgas verwandelt.

Phosphorsaures Ammoniumoxyd, $\dot{\text{H}}2\dot{\text{N}}\text{H}^4+\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{P}}$, bildet grosse, klare Krystalle, und wird erhalten durch Sättigung der aus Knochen abgeschiedenen Phosphorsäure mit überschüssigem Ammoniak und Abdampfen; wird im Feuer in Ammoniak und Phosphorsäure zersetzt. Aus einer sauren Lösung krystallisirt das Salz $\dot{\text{H}}^2\dot{\text{N}}\text{H}^4+\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{P}}$.

Phosphorsaures Natron-Ammoniumoxyd (Phosphorsalz), $\dot{\text{N}}\text{a}\dot{\text{H}}\dot{\text{N}}\text{H}^4.\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{P}}+8\text{aq.}$, krystallisirt aus gefaultem, verdunstendem Harn, oder aus einem Gemische von 6 Th. phosphorsaurem Natron und 1 Th. Salmiak in 2 Th. heissem Wasser. Verwandelt sich beim Erhitzen, unter Verlust von Wasser und Ammoniak, in leicht schmelzbares $\dot{\text{N}}\text{a}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{P}}$. Wird darum zu Löthrohrproben gebraucht.

Arseniksaures Ammoniumoxyd, entsprechend den beiden phosphorsauren Salzen, sind wohl krystallisirende, leicht lösliche Salze.

Kieselsaures Ammoniumoxyd, existirt nicht.

Kohlensaures Ammoniumoxyd, $2\dot{\text{N}}\text{H}^4+3\ddot{\text{C}}$, ist das Salz, welches bei der trocknen Destillation von Thierstoffen, oder durch Sublimation eines Gemenges von 1 Th. Salmiak mit 2 Th. Kreide gebildet wird. Weisse, sehr flüchtige, wie Ammoniak riechende Masse; in Wasser leicht löslich und krystallisirbar. An der Luft oder in schlecht verwahrten Gefässen verwandelt es sich in *zweifach-kohlensaures* Salz, $\dot{\text{N}}\text{H}^4\ddot{\text{C}}+\dot{\text{H}}\ddot{\text{C}}$, welches grosse Krystalle bildet.

Oxalsaures Ammoniumoxyd, $\dot{\text{N}}\text{H}^4\dddot{\text{C}}$ + aq. Farblose, klare, schwerlösliche Krystalle. Hat dieselbe Zusammensetzung wie eine Verbindung von Cyan mit 5 Atomen Wasser. Das *zweifach-saure* Salz, $\dot{\text{H}}\dddot{\text{C}}.\dot{\text{N}}\text{H}^4\dddot{\text{C}}$ + 2aq., ist viel schwerer löslich als das neutrale.

Wird wasserfreies oxalsaures Ammoniumoxyd erhitzt, so zerlegt es sich in Wasser und in *Oxamid*. Durch theilweise Zersetung des letzteren entstehen zugleich kohlensaures Ammoniak, Kohlenoxydgas und Cyangas.

Das *Oxamid*, $\text{C}^2\text{NH}^2\text{O}^2$, ist ein weisser, pulverförmiger, geruchloser, in Wasser fast unlöslicher Körper. Es wird als die Verbindung des Amids mit einem mit Kohlenoxyd polymeren Körper betrachtet, $=\text{NH}^2+\text{C}^2\text{O}^2$. Zu seiner Zusammensetzung die Elemente von 2 At. Wasser hinzugefügt, giebt oxalsaures Ammoniumoxyd. Unter höherem Druck mit Wasser bis zu 200° erhitzt, verwandelt es sich in oxalsaures Ammoniumoxyd. Dieselbe Verwandlung erleidet es beim Erhitzen mit einer concentrirten Kalilösung oder mit concentrirter Schwefelsäure, nur dass in letzterem Fall die Oxalsäure in Kohlensäure und Kohlenoxydgas zerfällt.

Wird zweifach-oxalsaures Ammoniumoxyd bis zu 220° erhitzt, so verwandelt sich das darin enthaltene neutrale Salz ebenfalls in Oxamid, dieses aber tritt, so wie es entsteht, mit der Oxalsäure in Verbindung und bildet damit eine stickstoffhaltige Säure, die *Oxaminsäure*, $\text{HO}+\text{C}^4\text{NH}^2\text{O}^5$. (Siehe die organ. Chemie.)

Cyansaures Ammoniumoxyd, $\dot{\text{N}}\text{H}^4\dot{\text{C}}\text{y}$. Durch unmittelbare Vereinigung der wasserhaltigen Cyansäure mit Ammoniak entsteht cyansaures Ammoniumoxyd, ein weisses, krystallinisches Salz, welches sich gegen Säuren und Alkalien wie die cyansauren Salze im Allgemeinen verhält. Es entsteht auch durch Zersetzung von cyansaurem Silberoxyd mit Salmiak.

Erwärmt man das cyansaure Ammoniumoxyd oder kocht man seine Auflösung in Wasser, oder lässt sie verdunsten, so verwandelt es sich, in Folge einer Umsetzung

seiner Elemente und ohne quantitative Veränderung seiner Zusammensetzung, in einen ganz anderen Körper, in *Harnstoff*, $C^2\bar{H}^2\bar{H}^4O^2$, der kein Salz ist, sondern zur Classe der organischen Basen gehört.

Der *Harnstoff* findet sich fertig gebildet im Harn der Thiere und Menschen, und macht seinen wesentlichsten Bestandtheil aus. Ueber seine Abscheidung daraus und seine übrigen Eigenschaften siehe die organische Chemie. Künstlich stellt man ihn am einfachsten dar durch Vermischen der Auflösungen von cyansaurem Kali (S. 136) und schwefelsaurem Ammoniumoxyd, Verdunsten zur Trockne und Trennung des Harnstoffs vom schwefelsauren Kali durch Auflösen in Alkohol. Er krystallisirt in grossen, farblosen, leicht löslichen Prismen. Bei gewöhnlicher Temperatur wird er weder von verdünnten Säuren noch von Alkalien zersetzt.

Mit Wasser bis zu 200 ° erhitzt, verwandelt er sich in kohlensaures Ammoniumoxyd. Dieselbe Verwandlung erleidet er bei gewöhnlicher Temperatur in faulendem Harn, daher dieser zur Salmiakgewinnung benutzt werden kann.

Wird der Harnstoff über seinen Schmelzpunkt, 120 °, erhitzt, so treten seine Elemente auf andere Weise unter einander in Verbindung, nämlich zu Ammoniak und zu Cyanursäure. (S. 92.) Er geräth dabei, unter Entwickelung von Ammoniakgas, in's Sieden, und ist zuletzt in feste Cyanursäure verwandelt. 3 Aeq. Harnstoff bilden 3 Aeq. Ammoniak und 1 Aeq. Cyanursäure.

Ammonium-Sulfhydrat $\bar{N}\acute{\bar{H}}^4\acute{\bar{H}}$. Farblose, sehr flüchtige, an der Luft sich rasch gelb färbende Krystalle. Entsteht durch Vereinigung gleicher Volumina der Gase. Wird in aufgelöster Form erhalten durch Sättigung von wässrigem Ammoniak mit Schwefelwasserstoffgas. Farblose, stark nach Schwefelwasserstoff und Ammoniak riechende Flüssigkeit, die in der analytischen Chemie zur Entdeckung und Scheidung der Metalle unentbehrlich ist.

Das Ammoniak verbindet sich ferner als solches, nicht als Ammoniumoxyd oder Ammonium, ähnlich dem Wasser, mit sehr vielen Haloïd- und Sauerstoff-Salzen. So z. B. wird es in grosser Menge und bestimmter Proportion absorbirt von trocknem Chlorsilber, Chlorcalcium, salpetersaurem Silberoxyd, schwefelsaurem Kupferoxyd etc.; es vereinigt sich mit Chlorkiesel, Fluorkiesel etc. Ferner mit den wasserfreien Säuren zu Körpern, die keine Salze sind, sondern Amid-Verbindungen zu sein scheinen. So bildet es z. B. mit wasserfreier Schwefelsäure eine weisse, amorphe Masse, deren Lösung nicht sogleich auf Schwefelsäure und Ammoniak reagirt, die sich aber allmälig, namentlich beim Erhitzen, in schwefelsaures Ammoniumoxyd verwandelt. Sie ist $SO^3 + NH^3$. Sie könnte $SO^2NH^2 + HO$ sein.

Ueber die merkwürdigen Beziehungen des Ammoniaks zu den organischen Verbindungen, siehe die organische Chemie.

5. Barium.

Vorkommen. Hauptsächlich als schwefelsaurer und kohlensaurer Baryt.

Eigenschaften. Blassgelbes, an der Luft und in Wasser leicht oxydirbares Metall. Nur durch den electrischen Strom aus schmelzendem Chlorbarium darstellbar, aber bis jetzt nur pulverförmig, nicht compact.

Baryt, Bariumoxyd, $\dot{Ba}$. Graulichweisse, erdige Substanz, von ätzendem, alkalischem Geschmack und alkalischer Reaction. In gewöhnlichem Feuer unschmelzbar. Spec. Gewicht 4,0.

Der Baryt wird gewöhnlich aus dem schwefelsauren Baryt (Schwerspath) erhalten, indem man ihn zuerst durch Glühen mit Kohle in Schwefelbarium verwandelt. 8 Th. sehr fein geriebener Schwerspath werden mit 1 Th. Kohlenpulver und 2 Th. Harz oder Mehl genau vermischt und eine Stunde lang in einem bedeckten Tiegel stark geglüht. Die geglühte Masse wird mit Wasser ausgekocht,

wobei sich das Schwefelbarium, in BaO.HO und BaS.HS verwandelt, auflöst, die gelbe Auflösung mit Salpetersäure gesättigt, filtrirt, abgedampft, und der krystallisirte salpetersaure Baryt in einem Porzellantiegel geschmolzen und zuletzt stark geglüht, worauf reiner Baryt zurückbleibt.

Barythydrat, $\dot{B}a\dot{H}$. Kaustischer Baryt, mit Wasser benetzt, vereinigt sich damit unter sehr heftiger Erhitzung, und zerfällt zu weissem, pulverförmigem Hydrat. Es schmilzt in der Glühhitze, ohne sein Wasser zu verlieren. In kochendem Wasser leicht löslich; beim Erkalten krystallisirt daraus Barythydrat mit 45,7 Proc. oder 8 Atomen Krystallwasser. Wird am einfachsten erhalten durch sehr heftiges Glühen eines zusammengekneteten und wieder getrockneten Gemenges von 100 Th. kohlensaurem Baryt mit 10 Th. Kienruss und etwas Stärkekleister, und Auskochen der Masse mit Wasser. Löst sich in 20 Th. kalten Wassers. Diese Auflösung, Barytwasser, schmeckt und reagirt alkalisch, bedeckt sich an der Luft mit einer weissen Haut oder Rinde, indem sie, wie die reine Erde und das feste Hydrat, Kohlensäure anzieht, und wird zu reinem Wasser.

Bariumsuperoxyd, $\ddot{B}a$, entsteht durch gelindes Glühen von reinem Baryt in Sauerstoffgas. Graue, erdige Masse, zerfällt mit Wasser zu einem weissen, pulverförmigen Hydrat, welches mit verdünnten Säuren die gewöhnlichen Bariumsalze bildet, ohne dass sich Sauerstoff entwickelt, indem das zweite Sauerstoffatom mit Wasser Wasserstoffsuperoxyd erzeugt. Vergl. S. 24. Dieses ist der einzige Weg, auf welchem letzteres hervorgebracht werden kann. Am einfachsten erhält man es durch Zersetzung des Bariumsuperoxydhydrats mit Fluorkieselwasserstoffsäure, weil sich das entstehende Fluorkieselbarium sogleich unlöslich abscheidet.

Phosphorbarium, entsteht unter lebhafter Feuererscheinung, beim Erhitzen von Baryt in Phosphorgas. Das Product, eine geschmolzene, schwarze, halb metallisch glänzende Masse, ist ein Gemenge von Phosphorbarium mit

phosphorsaurem Baryt. Entwickelt im Wasser Phosphorwasserstoffgas.

Salze.

Die auflöslichen Barium-Salze sind dadurch ausgezeichnet, dass Schwefelsäure oder schwefelsaure Salze in ihrer Auflösung einen weissen, auch in Säuren ganz unlöslichen Niederschlag bewirken. Durch kaustisches Ammoniak werden sie nicht gefällt, mit kohlensaurem bilden sie einen weissen Niederschlag.

Chlorbarium, $Ba\bar{Cl}$. Erhitzter Baryt wird in Chlorwasserstoffgas glühend, unter Bildung von Chlorbarium und Wasser. Baryt, in Chlorgas erhitzt, wird zu Chlorbarium, unter Abscheidung von ½ Maass Sauerstoffgas. Das Chlorbarium ist eine weisse, in starker Glühhitze schmelzende, in Wasser lösliche Masse. Aus der Auflösung krystallisirt es in tafelförmigen, klaren Krystallen mit 2 At. Krystallwasser, von scharfem, unangenehmem Geschmack. In Salzsäure unlöslich. In dieser Gestalt erhält man es am wohlfeilsten durch Sättigen der Schwefelbarium-Auflösung mit Salzsäure.

Fluorkieselbarium, $3Ba\bar{F} + 2Si\bar{F}^3$, scheidet sich als krystallinischer Niederschlag ab beim Vermischen eines gelösten Bariumsalzes mit Kieselfluorwasserstoffsäure.

Schwefelsaurer Baryt, $\dot{Ba}\dddot{S}$, kommt als Mineral krystallisirt vor und wird in der Mineralogie *Schwerspath* genannt. Die Krystalle sind häufig gross, farblos und durchsichtig, spec. Gewicht 4,5. — Das künstlich dargestellte Salz bildet ein weisses, selbst in Säuren ganz unlösliches Pulver. Man erhält es z. B. durch Fällung von Chlorbariumlösung mit Schwefelsäure. Wegen der absoluten Unlöslichkeit dieses Salzes oder vollständigen Fällbarkeit der Schwefelsäure durch Baryt, bedient man sich der Bariumsalze bei Analysen zur Entdeckung der kleinsten Mengen Schwefelsäure und zu ihrer quantitativen Abscheidung. — Mit gemahlenem Schwerspath wird häufig

Chlorsaurer Baryt, $\dot{Ba}\ddot{\overline{Cl}}+aq.$, krystallisirt und ist in Wasser so leicht löslich wie Chlorbarium. Färbt die Flammen grün.

Kohlensaurer Baryt, $\dot{Ba}\ddot{C}$, kommt im Mineralreich krystallisirt vor als *Witherit*. Der künstlich dargestellte ist ein weisses, in Wasser unlösliches Pulver; wird erhalten durch Fällung, z. B. von Schwefelbarium mit kohlensaurem Natron. Leicht löslich in kohlensäurehaltigem Wasser.

Der Baryt wurde 1774 von Scheele entdeckt.

6. Strontium.

Vorkommen. Weniger häufig als das Barium, ebenfalls als schwefelsaurer und kohlensaurer Strontian.

Eigenschaften. Blassgelbes, in Luft und Wasser leicht oxydirbares Metall von 2,54 spec. Gewicht. Nur vermittelst des electrischen Stromes aus schmelzendem Chlorstrontium darstellbar. In seinen Verbindungen ist es dem Barium so ähnlich, wie das Natrium dem Kalium. Es ist damit isomorph.

Strontian, Strontiumoxyd, $\dot{Sr}$, ist in jeder Beziehung dem Baryt sehr ähnlich, und wird auch auf dieselbe Weise aus dem schwefelsauren Strontian gewonnen. Das krystallisirte Hydrat enthält ebenfalls 8 Aeq. Wasser. Auch giebt es ein Strontiumsuperoxyd.

Die auflöslichen Strontium-Salze werden, wie die Barium-Salze, durch Schwefelsäure gefällt. Eben so verhalten sie sich wie diese zu kaustischem und zu kohlensaurem Ammoniak. Sie unterscheiden sich aber von diesen unter anderem dadurch, dass ihre Auflösung nicht durch Kieselfluorwasserstoffsäure gefällt wird, und dass sie die Flamme brennender Körper schön purpurroth färben. Auf letztere Eigenschaft gründet sich die Anwendung des salpetersauren Strontians zur Feuerwerkerei *).

*) Die Masse zum Rothfeuer besteht aus 40 Th. wasserfreiem salpetersaurem Strontian, 13 Th. gewaschenen Schwefelblumen, 5 Th. chlorsaurem Kali und 4 Th. Schwefelantimon, jedes vorher für sich gerieben.

Chlorstrontium, $Sr\bar{Cl} + 6aq.$, bildet sehr leicht lösliche, zerfliessliche Prismen; auch in Alkohol löslich, worin Chlorbarium unlöslich ist

Fluorkieselstrontium, $3Sr\bar{F} + 2Si\bar{F}^3$, bildet leicht lösliche Krystalle.

Schwefelsaurer Strontian, $\dot{Sr}\dddot{S}$, findet sich in ausgezeichnet schönen Krystallen vorzüglich in Sicilien. Durch Fällung gebildet, weisses Pulver.

Salpetersaurer Strontian, $\dot{Sr}\overset{\because\because}{\bar{N}}$, krystallisirt aus einer heissen Lösung in wasserfreien Octaëdern, bei niederer Temperatur in anderer Form mit 4aq.

Kohlensaurer Strontian, $\dot{Sr}\ddot{C}$; der natürliche bildet klare Krystalle oder faserig krystallinische Massen, der durch Fällung gebildete ein weisses Pulver.

Der Strontian wurde erst 1790 durch Crawford vom Baryt unterschieden.

7. Calcium.

Vorkommen. Unter den Alkalimetallen das verbreitetste. Findet sich als Kalk in allen drei Naturreichen. Bildet namentlich als kohlensaurer und schwefelsaurer Kalk ganze Gebirge und Lager, als phosphorsaurer die Knochen, als kohlensaurer die Gehäuse der Schalthiere.

Eigenschaften. Das Calcium, bis jetzt nur durch den electrischen Strom reducirbar, ist ein gelbliches, stark glänzendes, sehr dehnbares Metall von 1,58 spec. Gewicht. In trockener Luft ziemlich lange beständig, in feuchter sich bald oxydirend. In Wasser verwandelt es sich unter heftiger Erhitzung in Kalkhydrat. Es schmilzt bei Glühhitze und verbrennt dann mit intensivem Licht. In concentrirter Salpetersäure bleibt es blank.

Kalk, Calciumoxyd, $\dot{Ca}$. Die reine Kalkerde bildet eine weisse, erdige, in den höchsten Temperaturen unschmelzbare Substanz, von alkalischem Geschmack und alkalischer Reaction; 2,3 spec. Gewicht. Man erhält sie

durch heftiges Glühen von reinem kohlensaurem Kalk (Marmor oder Kalkspath), welcher dabei die Kohlensäure verliert. Im Grossen mit dem gewöhnlichen Kalkstein in den Kalköfen ausgeführt, ist diese Operation unter dem Namen Kalkbrennen bekannt; solcher gebrannter Kalk ist also ein kohlensäurefreier, nur mehr oder weniger durch fremde Einmengungen verunreinigter Kalk. In der Luft zerfällt er nach und nach, indem er Kohlensäure und Wasser anzieht. Der reine Kalk enthält 28,5 Proc. Sauerstoff.

Kalkhydrat, $Ca\dot{H}$. Mit Wasser benetzt, erhitzt sich der gebrannte Kalk sehr heftig und zerfällt zu einem aufgequollenen, weissen Pulver, Kalkhydrat (gelöschter Kalk), welches 24 Procent oder 1 Atom Wasser enthält, das erst in schwacher Glühhitze wieder entweicht. Die Bildung dieses Hydrats wird im gewöhnlichen Leben das *Löschen des Kalks* genannt. Kalk, welcher zu viel fremde Beimengungen, namentlich Kieselsäure und Thonerde, enthält, löscht sich, besonders nach zu heftigem Brennen, nicht (bildet kein Hydrat), und wird *todtgebrannter* Kalk genannt; die Ursache davon ist die beim Brennen eingetretene chemische Vereinigung der eingemengten Kieselsäure und Thonerde mit der Kalkerde. Wird beim Löschen des Kalkes mehr Wasser zugegossen, als zur Bildung des Hydrats erforderlich ist, so bildet dieses einen weissen Brei, und mit noch mehr Wasser die sogenannte Kalkmilch. Lässt man diese sich klären, so bleibt über dem abgesetzten Kalkhydrat das *Kalkwasser* stehen, eine Auflösung von Kalkhydrat in Wasser. Es schmeckt und reagirt alkalisch, und bedeckt sich an der Luft mit einer Haut von kohlensaurem Kalk, verliert daher in der Luft bald seinen ganzen Kalkgehalt; 1 Th. Kalk braucht ungefähr 800 Th. Wasser zur Auflösung.

Der Kalk wird darum gebrannt und gelöscht, weil er im Zustand von Hydrat die Eigenschaft hat, sich mit Sand zu einer bindenden, allmählig erhärtenden Masse, dem *Mörtel*, zu verbinden, dessen bindende Eigenschaft auf der Bildung theils von Kalksilicat, theils von basischem

kohlensaurem Kalk beruht. Der gewöhnliche Mörtel (Luftmörtel) erhärtet aber nur in der Luft und nicht unter Wasser. Zu Wasserbauten wird daher der Wassermörtel (hydraulische Mörtel, Cement) angewendet, der durch Brennen eines Gemenges von Kalk mit kiesel- und thonerdehaltigen Substanzen, oder durch schwaches Brennen von sogenanntem mageren Kalkstein (thon- und kieselerdehaltigem Kalk) erhalten wird. Der Wassermörtel erhärtet nicht allein sehr schnell an der Luft, sondern auch nach und nach unter Wasser zu einer steinharten Masse, indem das beim Brennen gebildete Kalk-Aluminat und Silicat Wasser bindet.

Schwefelcalcium $\acute{C}a$, wird erhalten: *a*) durch Glühen von schwefelsaurem Kalk (Gyps) mit Kohle; *b*) durch Glühen von kaustischem Kalk in Schwefelwasserstoffgas; *c*) durch Glühen von Kalk mit Schwefel. — Gelblichweisse, erdige, unschmelzbare Substanz von hepatischem Geschmack. Zersetzt sich mit Wasser in Calciumsulfhydrat und Kalkhydrat. Leuchtet, nach dem Aussetzen in den Sonnenschein, im Dunkeln. Wird Kalkhydrat mit Wasser und überschüssigem Schwefel gekocht, so entsteht eine gelbe Auflösung, welche unterschwefligsauren Kalk und leichtlösliches *Fünffach-Schwefelcalcium,* CaS^5, enthält.

Phosphorcalcium. **Reiner kaustischer Kalk, bis zum Glühen in Phosphorgas erhitzt, verwandelt sich in eine rothe Substanz, die das Wasser zersetzt und darin lebhaft Phosphorwasserstoffgas entwickelt. Sie ist ein Gemenge von 2** $\dot{C}a^2\ddot{\bar{P}}$ **und** $5Ca^2\bar{P}$.

Salze.

Die auflöslichen Calcium-Salze sind besonders dadurch zu unterscheiden, dass ihre, selbst sehr verdünnten, Auflösungen mit Oxalsäure einen weissen, in Salpetersäure löslichen, in Essigsäure unlöslichen Niederschlag geben. Schwefelsäure bildet nur in ihren concentrirten Lösungen einen krystallinischen Niederschlag. Zu kaustischem und

kohlensaurem Ammoniak verhalten sie sich wie die Barium- und Strontium-Salze.

Chlorcalcium CaCl. Entsteht wie das Chlorbarium. Man erhält es auch durch Auflösen von Marmor in Salzsäure, Abdampfen und Schmelzen, oder als Nebenproduct bei der Bereitung des Ammoniaks. Durchscheinende krystallinische, bei Glühhitze schmelzbare Substanz, von bitterlich salzigem Geschmack; zieht sehr rasch Feuchtigkeit aus der Luft an und zerfliesst, wird daher zum Trocknen feuchter Gase und zum Entwässern von Flüssigkeiten angewendet. Löst sich unter Erhitzung in Wasser und krystallisirt aus einer concentrirten Auflösung in klaren, säulenförmigen Krystallen mit 49 Procent oder 6 Atomen Krystallwasser, die sich unter starker Kälteerzeugung in Wasser lösen und beim Vermischen mit Schnee eine Kälte von —48° hervorbringen.

Fluorcalcium, Flussspath, CaF. Das natürliche kommt in Würfeln und Octaëdern, theils farblos, theils mannigfaltig und lebhaft gefärbt, vor; leuchtet beim Erwärmen im Dunkeln. Das künstliche bildet ein weisses, unlösliches Pulver. Der Flussspath ist das Material zur Darstellung aller Fluorverbindungen; wegen seiner Schmelzbarkeit dient er öfters als Zuschlag oder Fluss beim Verschmelzen der Erze.

Schwefelsaurer Kalk, Gyps, $\dot{Ca}\dddot{S}+2aq$. Bildet im dichteren, unreineren Zustande als *Gypsstein* mächtige Gebirgslager, im reineren, körnig krystallinischen den *Alabaster*, im krystallisirten den *Gypsspath* oder das *Marienglas*. Das als Mineral vorkommende wasserfreie Salz wird *Anhydrit* genannt. Der krystallisirte Gyps ist farblos, durchsichtig, weich, etwas biegsam, und enthält, so wie auch der Gypsstein und Alabaster, 20,89 Procent Krystallwasser, welches noch unter 200° entweicht. Das *Brennen* des Gypses bezweckt das Austreiben dieses Wassers. Der gebrannte Gyps hat die Eigenschaft, mit Wasser angemacht, damit zu erhärten, d. h. sein Krystallwasser wieder aufzunehmen, und hierauf gründet sich seine Anwendung zum Giessen von Büsten, Statuen u. s. w.,

ferner zum Gypsmörtel, zum Gypsmarmor oder Stuck. Zu stark gebrannter Gyps erhärtet mit Wasser nicht, weil er sich nicht mehr chemisch damit verbindet. In starker Glühhitze schmilzt er zu einer weissen, krystallinischen Masse. — Der Gyps ist in ungefähr 400 Theilen Wassers löslich und krystallisirt daraus in kleinen Nadeln; auch findet er sich in vielem Quellwasser aufgelöst. In siedendem Wasser ist er weniger löslich. Aus der Auflösung eines anderen Kalkerdesalzes durch Schwefelsäure niedergeschlagen, bildet er einen aus zarten Krystallnadeln bestehenden, sehr dicken, weissen Niederschlag.

Schwefligsaurer Kalk, $\dot{C}a\ddot{S} + 2aq.$, ist ein sehr schwerlösliches, weisses Pulver.

Dithionsaurer Kalk, $\dot{C}a\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{S}} + 4aq.$, ist leicht löslich und krystallisirbar.

Dithionigsaurer Kalk, $\dot{C}a\ddot{\bar{S}} + 6aq.$, bildet sehr leichtlösliche, grosse Krystalle. Wird erhalten durch Kochen von Kalkmilch mit überschüssigem Schwefel und nachheriges Sättigen mit schwefliger Säure.

Selensaurer Kalk, $\dot{C}a\dddot{Se} + 2aq.$, ist im Aeussern nicht vom Gyps zu unterscheiden.

Salpetersaurer Kalk, $\dot{C}a\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{N}}$, ist ein zerfliessliches Salz; ist gewöhnlich in der Lauge von der Salpeter-Fabrication enthalten.

Phosphorsaurer Kalk existirt in mehreren Sättigungsstufen. Der unorganische Theil der Knochen besteht aus $\dot{C}a^{3}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{P}}$ mit variirenden kleineren Mengen von kohlensaurem Kalk und phosphorsaurer Magnesia. Aus diesem Gemenge bestehen die weissgebrannten Knochen (Knochenerde). Dasselbe Salz ist ein allgemein vorkommender Bestandtheil des Bodens und der Pflanzen. Durch Fällung von Chlorcalciumlösung mit gewöhnlichem phosphorsauren Natron entsteht $\dot{C}a^{2}\dot{\bar{H}}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{P}} + 4aq.$ als amorpher oder, unter gewissen Umständen, als krystallinischer Niederschlag. Der *Apatit*, ein krystallisirtes Mineral, ist $3\dot{C}a^{3}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{P}} + Ca\bar{Cl}$ (oder $+ Ca\bar{F}$).

Unterphosphorigsaurer Kalk, $\dot{Ca}\dot{P} + 2\dot{H}$, krystallisirt in Prismen. Zerfällt beim Glühen in $2CaO . PO^5 . PH^3$ und HO. Entsteht, unter Bildung von Phosphorwasserstoffgas, beim Kochen von Kalkmilch mit Phosphor.

Arsenigsaurer Kalk, $\dot{Ca}^2 \dddot{As}$, entsteht durch Fällung von Kalkwasser mit einer Lösung von arseniger Säure. Verwandelt sich beim Glühen in arseniksauren Kalk unter Sublimation von Arsenik.

Chlorsaurer Kalk, $\dot{Ca}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Cl}$, ist zerfliesslich.

Unterchlorigsaurer Kalk (Chlorkalk), $\dot{Ca}\dot{Cl}$, wird in festem Zustand und gemengt mit Chlorcalcium als ein weisses Pulver (Bleichkalk) erhalten durch Sättigung von Kalkhydrat mit Chlorgas, in flüssigem durch Sättigen von Kalkmilch mit Chlorgas. Riecht chlorartig und entwickelt mit Säuren Chlorgas. In verdünnter Lösung verwandelt er sich beim Kochen in $CaCl$ und chlorsauren Kalk, in concentrirter entwickelt er Sauerstoffgas. — Dient zum Bleichen, namentlich der baumwollenen Zeuge, der Leinwand, des Papiers u. s. w., zur Zerstörung fauler Gerüche und ansteckender Krankheitsstoffe.

Kohlensaurer Kalk, $\dot{Ca}\ddot{C}$, bildet die Kalksteine der Kalkgebirge, den Marmor, die Kreide, die Tropfsteine und Kalksinter, die Muschel- und Eierschalen, die Perlen, Corallen und ist ein allgemeiner Bestandtheil des Bodens; im ganz reinen und krystallisirten Zustand bildet er den *Kalkspath*, spaltbar nach den Flächen eines stumpfen Rhomboëders. Der *Arragonit* ist eine dimorphe Varietät davon. Fast unauflöslich im Wasser; auflöslich in kohlensäurehaltigem Wasser, daher sein allgemeines Vorkommen in Quell- und Mineralwassern. Aus Kalkwasser durch Kohlensäure oder aus löslichen Kalksalzen durch kohlensaure Alkalien gefällt, bildet er ein weisses, krystallinisches Pulver.

Oxalsaurer Kalk, $\dot{Ca}\dddot{C} + 4aq$. In Wasser ganz unlösliches Pulver. Oxalsäure schlägt die Kalkerde aus jedem auflöslichen Kalkerdesalz nieder, dient daher zur Ent-

deckung und Abscheidung derselben. Verliert bei 100° 2aq. Wird durch schwaches Glühen in kohlensaure Kalkerde verwandelt, unter Entwickelung von Kohlenoxydgas. Findet sich häufig in Pflanzen.

Kieselsaurer Kalk, macht einen Bestandtheil vieler Mineralien aus. $\dot{C}a^3\dddot{S}i^2$ bildet ein krystallisirtes Mineral, den *Wollastonit*.

Kieselsaurer Kali-Kalk, $\dot{K}\dddot{S}i^2 + 8\dot{C}a\dddot{S}i + 16aq.$, bildet ein in Quadratoctaëdern ausgezeichnet schön krystallisirendes Mineral, den *Apophyllit*.

Kiesel-borsaurer Kalk, $(3\dot{C}a\dddot{B} + \dot{C}a^3\dddot{S}i^4) + 3aq.$ bildet den sehr schön krystallisirten *Datolith*.

8. Magnesium.

Vorkommen. Sehr verbreitet; bildet als Magnesia, vorzüglich in Verbindung mit Kieselsäure und Kohlensäure, einen Bestandtheil mehrerer Gebirgsarten; als Chlormagnesium im Meerwasser.

Eigenschaften. Silberweisses, geschmeidiges, in Luft und Wasser wenig veränderliches Metall von 1,74 spec. Gew.; bei Glühhitze schmelzbar und flüchtig, also destillirbar wie Zink; verbrennt beim Erhitzen an der Luft oder in Sauerstoffgas mit blendend weisser Flamme zu Magnesia. Auf heisser Salzsäure entzündet es sich. In Salzsäure und selbst in Ammoniumsalzen unter Wasserstoffentwickelung leicht auflöslich.

Darstellung. Durch Zersetzung von schmelzendem Chlormagnesium vermittelst des electrischen Stroms. In grösseren Massen dadurch, dass man ein vollkommen trocknes Gemenge von 6 Theilen Chlormagnesium, 1 Th. Chlorkalium, 1 Th. Fluorcalcium und 1 Th. Natrium, letzteres in kleine Stücke zerschnitten, rasch in einen stark glühenden Tiegel schüttet, diesen bedeckt, die Masse zum Schmelzen erhitzt, dann zur Vereinigung der Metallkugeln umrührt und erkalten lässt.

Magnesia, Magnesiumoxyd, Bittererde, Talkerde, $\dot{Mg}$. Feines, weisses, lockeres Pulver; geschmack- und geruchlos; von 3,65 spec. Gew., in gewöhnlichem Feuer unschmelzbar; bildet mit Wasser, wenn sie nicht stark geglüht war, ein gallertförmiges Hydrat, welches in Wasser fast unlöslich ist und nur schwach alkalisch reagirt. Die reine Magnesia wird durch gelindes Glühen der kohlensauren Magnesia erhalten.

Salze.

Die auflöslichen Magnesiumsalze sind durch einen eigenen, bitteren, unangenehmen Geschmack ausgezeichnet. Von Ammoniak wird nur ein Theil der Base niedergeschlagen; enthält die Lösung ein Ammoniaksalz, so fällt Ammoniak nichts. Von kohlensaurem Ammoniak werden sie nicht gefällt; aus diesen ammoniakalischen Lösungen fällt phosphorsaures Natron krystallinische phosphorsaure Ammoniumoxyd-Magnesia. Mit kaustischem und kohlensaurem Kali geben die Magnesiumsalze einen weissen, gelatinösen Niederschlag, der in Salmiaklösung leicht löslich ist.

Chlormagnesium, $Mg\overline{Cl}$. Grossblättrig-krystallinische, leicht schmelzbare Masse; sehr zerfliesslich. Findet sich aufgelöst in Salzsoolen und im Meerwasser. Kann nicht unzersetzt durch Abdampfen einer Auflösung von Magnesia in Salzsäure erhalten werden; bildet man aber, durch Zumischung von Salmiak, ein Doppelsalz, so lässt sich dieses unzersetzt trocken darstellen und hinterlässt dann bei stärkerem Erhitzen geschmolzenes Chlormagnesium.

Schwefelsaure Magnesia, Bittersalz, $\dot{Mg}\dddot{S} + 7aq$. Findet sich in Mineralquellen (Bitterwassern), aus welchen letzteren sie durch Abdampfen und Krystallisiren gewonnen wird. Das Salz ist hier durch wechselseitige Zersetzung von Gyps und kohlensaurer Magnesia entstanden. Bildet klare, prismatische Krystalle, schmeckt bitter salzig, ist leicht auflöslich. Verliert noch unter 150° 6 Aeq.

Wasser, das siebente erst über 200°. Bei 30° krystallisirt sie in einer anderen Form mit nur 6 aq.

Schwefelsaure Kali-Magnesia, $\dot{K}\dddot{S}+\dot{Mg}\dddot{S}+6aq.$, bildet grosse, harte, klare Krystalle. Scheidet sich aus der Mutterlauge des Meerwassers und vieler Salzsoolen aus. Ein damit isomorphes Doppelsalz bildet das schwefelsaure Ammoniumoxyd.

Salpetersaure Magnesia, $\dot{Mg}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{N}}+6aq.$, bildet zerfliessliche Krystalle.

Phosphorsaure Magnesia, $\dot{Mg}^2\dot{\bar{H}}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{P}}+14aq.$, entsteht als amorpher Niederschlag durch Fällung einer concentrirten Lösung von Bittersalz mit phosphorsaurem Natron; aus verdünnten Lösungen scheidet sie sich allmählig und krystallinisch ab. Sie ist ein Bestandtheil der Saamen der Getreidearten und der Knochen der Thiere.

Phosphorsaure Ammoniumoxyd-Magnesia, $\dot{\bar{N}}\bar{H}^4\dot{Mg}^2.\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{P}}+12aq.$, bildet öfters die in Thieren, namentlich in der Harnblase, vorkommenden steinigen Concretionen, setzt sich aus faulendem Harn in kleinen Krystallen ab, und fällt als ein krystallinisches Mehl nieder, wenn man zu einem aufgelösten Magnesiumsalz phosphorsaures Ammoniak, oder Salmiak und phosphorsaures Natron mischt. In Wasser kaum löslich; in Wasser, welches freies Ammoniak enthält, ganz unlöslich. Verwandelt sich im Glühen in $\dot{Mg}^2\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{P}}$. Diese Verhältnisse benutzt man zur Unterscheidung und quantitativen Bestimmung der Magnesia, so wie zur Erkennung und Bestimmung der Phosphorsäure.

Arseniksaure Magnesia, $\dot{Mg}^2\dot{\bar{H}}.\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{As}}+14aq.$, weiss, in Wasser unlöslich. Das Ammonium-Doppelsalz ganz ähnlich dem entsprechenden phosphorsauren Salz, ebenfalls in Ammoniak ganz unlöslich.

Kohlensaure Magnesia, $\dot{Mg}\ddot{C}$, bildet den *Magnesit,* ein amorphes, weisses Mineral. Vermischt man eine Lösung von Bittersalz kalt mit kohlensaurem Kali oder Natron, so

entsteht ein voluminöser Niederschlag, der nach dem Trocknen eine zarte, leichte, weisse Masse bildet, bekannt unter dem Namen *Magnesia alba*. Sie ist eine, je nach der Concentration, der Temperatur und dem Alkali, in der Zusammensetzung variirende Verbindung von kohlensaurer Magnesia mit Magnesiahydrat. Aus der abfiltrirten Lösung, die kohlensaure Magnesia in der frei gewordenen Kohlensäure gelöst enthält, krystallisirt nach einiger Zeit $\dot{Mg}\ddot{C}+3aq.$ in kleinen Prismen. Geschieht die Fällung heiss, so wird alle Magnesia gefällt, indem auch dieses neutrale Salz in Magnesia alba verwandelt wird.

Kohlensaure Kali-Magnesia, $\dot{K}\ddot{C}^2+2\dot{Mg}\ddot{C}+9aq.$, krystallisirt aus einem Gemische einer Chlormagnesiumlösung mit einer gesättigten Lösung von Kali-Bicarbonat in kleinen Prismen. Verliert beim Glühen alles Wasser und ½ der Kohlensäure.

Kohlensaure Kalk-Magnesia, bildet den rhomboëdrisch krystallisirten *Bitterspath*, der, bestehend aus zwei isomorphen Salzen, die Bestandtheile in variirender Menge enthalten kann. Dieses Doppelsalz macht den Hauptbestandtheil einer Gebirgsart, des *Dolomits*, aus.

Oxalsaure Magnesia, $\dot{Mg}\dddot{\bar{C}}+2aq.$ Unlösliches Pulver. Aus ihrer Auflösung in Säuren wird sie nicht durch Ammoniak gefällt. Hierauf beruht die Scheidung der Magnesia vom Kalk. Die Magnesiasalze werden nicht durch Oxalsäure oder zweifach-oxalsaures Kali gefällt.

Borsaure Magnesia, $\dot{Mg}^3\dddot{B}^4$, bildet ein in Würfeln krystallisirtes Mineral, den *Boracit*.

Kieselsaure Magnesia bildet, in verschiedenen Sättigungsstufen, mehrere Mineralien; $\dot{Mg}\dddot{Si}$ ist der *Talk* oder *Speckstein*; $\dot{Mg}\dddot{Si}+aq.$ der *Meerschaum*; $\dot{Mg}^3\dddot{Si}$ der *Chrysolith*; $3\dot{Mg}\bar{H}^2+2\dot{Mg}^3\dddot{Si}^2$ der *Serpentin*.

Kieselsaure Kalk-Magnesia bildet die *Augite*, $\dot{Ca}^3\dddot{Si}^2+\dot{Mg}^3\dddot{Si}^2$, und die *Hornblenden*, $\dot{Ca}\dddot{Si}+\dot{Mg}^3\dddot{Si}^2$, in denen

die Basen häufig durch andere isomorphe Basen vertreten sind.

Die Magnesia wurde 1755 von Black als eigenthümliche Erde erkannt.

9. Aluminium.

Vorkommen. Als Thonerde (Aluminiumoxyd), nächst der Kieselsäure, der häufigste Bestandtheil unseres Planeten.

Eigenschaften. Zinnweisses, stark glänzendes, sehr geschmeidiges und festes Metall von 2,67 spec. Gewicht. In Glühhitze schmelzbar, ohne sich merklich zu oxydiren, selbst in einer Sauerstoffgasflamme wenig oxydirbar. In verdünnter Schwefelsäure und selbst in concentrirter Salpetersäure unauflöslich; leicht löslich, unter Wasserstoffgas-Entwickelung, in Chlorwasserstoffsäure und in kaustischen Alkalien.

Darstellung. Das Aluminium ist nicht aus der Thonerde durch Kohle reducirbar. Dagegen wird es leicht reducirt, wenn man Natrium in dem Dampf von Chloraluminium erhitzt. Am zweckmässigsten ist es, ein vollkommen trocknes Gemenge von 40 Th. Chloraluminium-Natrium, 20 Th. Chlornatrium, 20 Th. Fluorcalcium und 8 Th. Natrium, letzteres in Stückchen zerschnitten, in einem bedeckten Tiegel bis zum vollen Schmelzen zu erhitzen. Aus dem Kryolith (Seite 173) erhält man es, indem man ihn, fein gerieben, mit dem gleichen Gewicht eines Flusses aus 7 Th. Chlornatrium und 9 Th. Chlorkalium vermischt, dieses Gemenge schichtweise mit Stückchen von Natrium in einen ausgetrockneten Tiegel füllt und rasch bis zum vollen Glühen und Schmelzen der Masse erhitzt. Auf 100 Th. des Gemenges nimmt man 16 bis 20 Th. Natrium.

Thonerde, Alaunerde, Aluminiumoxyd, $\dddot{\text{Al}}$. Sie kommt als Mineral in klaren Krystallen vor, theils farblos, theils roth oder blau gefärbt (*Rubin* und *Saphir*); eine undurch-

sichtige Varietät heisst *Corund*, eine derbe *Smirgel*. Im krystallisirten Zustand hat die Thonerde 4,0 spec. Gewicht und ist nächst dem Diamant und dem Bor der härteste Körper.

Die aus Verbindungen dargestellte ist eine weisse, geschmacklose, nur im Knallgasgebläse schmelzbare Masse. Man erhält sie aus dem Alaun durch Fällung seiner Auflösung mit überschüssigem kohlensauren Kali, Auflösen des ausgewaschenen, kali- und schwefelsäurehaltigen Niederschlags in Salzsäure, Fällen mit Ammoniak, und Auswaschen und Trocknen des sehr voluminösen, gallertartigen Niederschlags. Dieser ist Thonerdehydrat, welches durch Glühen zu reiner Thonerde wird. Auch kann sie durch heftiges Glühen des Ammoniak-Alauns dargestellt werden. Geglüht ist sie in Säuren sehr schwer löslich. Von kaustischem Kali und Natron wird das Hydrat in bedeutender Menge aufgelöst; aber bei längerem Erhitzen bis 100° wird es sowohl in Alkalien als in Säuren unlöslich. Die Thonerde verhält sich gegen starke Salzbasen überhaupt wie eine schwache Säure. Solche Verbindungen nennt man Aluminate. Als Mineralien kommen vor die Aluminate von Magnesia (der *Spinell*, $\dot{Mg}\dddot{\bar{Al}}$), von Zinkoxyd (der *Gahnit*, $\dot{Zn}\dddot{\bar{Al}}$), von Eisenoxydul-Magnesia (der *Pleonast* $[\dot{Fe}\dot{Mg}]\dddot{\bar{Al}}$). Sie sind alle in regulären Octaëdern krystallisirt.

Von anderen Erden unterscheidet sich die Thonerde durch die Auflöslichkeit in kaustischem Kali, durch ihre Eigenschaft mit Kali und Schwefelsäure octaëdrische Krystalle von Alaun zu geben, und, mit salpetersaurem Kobaltoxyd befeuchtet und geglüht, schön blau zu werden.

Schwefelaluminium, $\bar{Al}S^3$, weisse, glasige Masse, die sich mit Wasser augenblicklich in Thonerde und Schwefelwasserstoff verwandelt. Wird durch Glühen von Thonerde in dem Dampf von Schwefelkohlenstoff erhalten.

Salze.

Die löslichen Aluminiumsalze haben einen säuerlichen, süsslich zusammenziehenden Geschmack. Kaustisches Kali bewirkt darin einen, in überschüssig zugesetztem Kali wieder löslichen Niederschlag. Die neutralen Sauerstoffsalze bestehen aus 1 At. Thonerde und 3 At. Säure. Alle löslichen reagiren sauer.

Chloraluminium, $AlCl^3$. Farblose, krystallinische, leicht schmelzbare, sehr flüchtige Masse; an der Luft zerfliesslich, in Wasser unter starker Erhitzung auflöslich. Wird erhalten durch Glühen eines Gemenges von Thonerde und Kohle in Chlorgas. Eine Auflösung von Thonerde in Salzsäure wird beim Verdunsten zur Trockne zersetzt.

Erhitztes Chlornatrium absorbirt den Dampf von Chloraluminium und bildet damit ein leicht schmelzbares, in Glühhitze flüchtiges Doppelsalz, das zur Darstellung des Aluminiums im Grossen angewendet wird.

Fluoraluminium, AlF^3, entsteht bei der Einwirkung von Flusssäure auf Thonerde und sublimirt sich, in einem Gasstrom bis zum starken Weissglühen erhitzt, in farblosen, klaren Würfeln. Auch entsteht es, neben krystallisirtem Silicium, beim Schmelzen von Aluminium in Fluorkieselgas. Durch keine Säure zersetzbar.

Fluoraluminiumnatrium, $3NaF + AlF^3$, bildet den bis jetzt nur in Grönland in einem mächtigen Lager als weisses, krystallinisches Mineral vorkommenden *Kryolith*.

Schwefelsaure Thonerde, $\dddot{Al}\dddot{S}^3 + 18\dot{H}$, krystallisirt in dünnen, perlmutterglänzenden, leicht auflöslichen Blättchen. Wird im Grossen bereitet durch Erhitzen von eisenfreiem Thon mit Schwefelsäure.

Schwefelsaure Kali-Thonerde, $\dot{K}\dddot{S} + \dddot{Al}\dddot{S}^3 + 24aq.$, Alaun. Wegen seiner grossen Anwendung, besonders in der Färberei und Lederbereitung, das merkwürdigste Thonerdesalz. Er scheidet sich als Krystallpulver aus beim Vermischen concentrirter Auflösungen von schwefelsaurem

Kali und schwefelsaurer Thonerde. Im Grossen wird er auf mehrfache Weise gewonnen: 1) durch Auslaugen alaunhaltiger vulkanischer Erde; 2) aus dem Alaunstein, einer Verbindung von Thonerdehydrat mit Alaun, durch gelindes Glühen und nachheriges Auslaugen; 3) am allgemeinsten aus der Alaunerde und dem Alaunschiefer (Alaunerz), einem mit Braunkohle und Schwefeleisen durchdrungenen Thon oder Thonschiefer, durch freiwillige Verwitterung oder Rösten an der Luft, Auslaugen, Concentriren der Lauge durch Eindampfen, Zusatz eines Kalisalzes, namentlich schwefelsauren Kali's oder Chlorkaliums, wodurch sich der Alaun als krystallinisches Pulver (Alaunmehl) abscheidet, Wiederauflösen desselben und Krystallisiren; 4) durch Erhitzen von Thon mit Schwefelsäure, Auslaugen und Zusatz von schwefelsaurem Kali.

Der Alaun krystallisirt in regulären, farblosen Octaëdern, schmeckt säuerlich zusammenziehend, reagirt schwach sauer, ist schwer löslich in kaltem, leicht löslich in heissem Wasser. Enthält 45,5 Proc. Krystallwasser, schmilzt beim Erwärmen unter starkem Aufschäumen, unter Verlust des Wassers, zu einer schwammigen, weissen, in Wasser sehr langsam wieder löslichen Masse (gebrannter Alaun). Wird eine Alaunlösung so lange allmählig mit kohlensaurem Kali versetzt, als sich noch der anfänglich entstehende Niederschlag wieder auflöst, so erhält man beim freiwilligen Verdunsten den Alaun in Würfeln krystallisirt.

Das Kali im Alaun kann durch das damit isomorphe Natron oder Ammoniumoxyd ersetzt werden, ohne Aenderung der Krystallform. Der Natron-Alaun verwittert in der Luft und zerfällt zu Mehl. Der Ammoniak-Alaun wird öfters statt des Kali-Alauns angewendet und im Grossen gewonnen, indem man der rohen Alaunlauge, statt eines Kalisalzes, das durch trockne Destillation thierischer Stoffe gewonnene kohlensaure, oder daraus bereitetes schwefelsaures Ammoniumoxyd zusetzt.

Ueber die Alaune, welche statt der Thonerde das damit isomorphe Eisenoxyd und Chromoxyd enthalten, siehe Eisen und Chrom.

Phosphorsaure Thonerde, durch Fällung gebildet, ist ein gelatinöser Niederschlag von variirender Zusammensetzung, löslich in Säuren und in kaustischem Kali.

Kieselsaure Thonerde macht einen Bestandtheil einer grossen Anzahl von Mineralien aus, namentlich der Feldspath- und Glimmer-Arten, welche Gemengtheile von Hauptgebirgsarten sind, so wie des Thons, des Lehms und der Ackererde. Sie ist ferner der Hauptbestandtheil des Porzellans, Steinguts, überhaupt der Töpfer- und Thonwaaren.

Kieselsaure Thonerde mit Wasser, $\dddot{\mathrm{Al}}^3\dddot{\mathrm{Si}}^4+6\mathrm{aq.}$, bildet den reinsten Thon oder *Kaolin* (Porzellanthon).

Kieselsaure Kali-Thonerde, $\dot{\mathrm{K}}\dddot{\mathrm{Si}}+\dddot{\mathrm{Al}}\dddot{\mathrm{Si}}^3$, bildet den gewöhnlichen *Feldspath*, den Hauptgemengtheil des Granits, Gneisses, Syenits, Porphyrs und anderer Gebirgsarten. Die reinen Arten bilden klare, farblose Krystalle. Er ist durch Säuren nicht zersetzbar.

Kieselsaure Kali-Thonerde, $\dot{\mathrm{K}}\dddot{\mathrm{Si}}+4\dddot{\mathrm{Al}}\dddot{\mathrm{Si}}$, ist der am häufigsten vorkommende *Glimmer*.

Kieselsaure Natron-Thonerde, $\dot{\mathrm{Na}}\dddot{\mathrm{Si}}+\dddot{\mathrm{Al}}\dddot{\mathrm{Si}}^3$, ist der Natron-Feldspath oder *Albit*.

Kieselsaure Lithion-Thonerde, ist der Hauptbestandtheil des *Petalits* und *Spodumens*.

Kieselsaure Thonerde mit den Silicaten der isomorphen Basen Kalk, Magnesia, Eisenoxydul oder Manganoxydul bildet die *Granaten*, zusammengesetzt nach der allgemeinen Formel $\dot{\mathrm{M}}^3\dddot{\mathrm{Si}}+\dddot{\mathrm{Al}}\dddot{\mathrm{Si}}$, in welcher auch ein Theil der Thonerde durch das isomorphe Eisenoxyd substituirt sein kann.

Kieselsaure Thonerde mit den Silicaten von Kalk, Baryt und den Alkalien bildet die schön krystallisirten, wasserhaltigen Zeolithe, z. B. den *Harmotom*, $\dot{\mathrm{Ba}}\dddot{\mathrm{Si}}+\dddot{\mathrm{Al}}\dddot{\mathrm{Si}}+5\mathrm{aq.}$, den *Analcim*, $\dot{\mathrm{Na}}^3\dddot{\mathrm{Si}}^2+3\dddot{\mathrm{Al}}\dddot{\mathrm{Si}}+6\mathrm{aq.}$, den *Mesotyp*, $(\dot{\mathrm{Na}},\dot{\mathrm{Ca}})\dddot{\mathrm{Si}}+\dddot{\mathrm{Al}}\dddot{\mathrm{Si}}+2\mathrm{aq.}$

Kieselsaure Thonerde mit Fluorkieselaluminium, $6\dddot{\text{Al}}^3\dddot{\text{Si}}^2 + (3\text{AlF}^3 + 2\text{SiF}^3)$ ist der *Topas*.

Kohlensaure Thonerde-existirt nicht.

Der *Ultramarin*, eine der schönsten blauen Farben, als Mineral den *Lazurstein* bildend, besteht aus Kieselsäure, Thonerde, Natron und Schwefel. Die Ursache seiner Farbe ist unbekannt.

Die Isolirung des Aluminiums wurde 1827 entdeckt.

10. Beryllium (Glycium).

Vorkommen. Nur selten, als Beryllerde, vorzüglich im Beryll.

Eigenschaften. Weisses, geschmeidiges, bei Glühhitze schmelzbares Metall von 2,1 spec. Gewicht. In seinem chemischen Verhalten sehr ähnlich dem Aluminium. Wird wie dieses durch Natrium aus dem sublimirbaren Chlorberyllium erhalten.

Beryllerde, $\dddot{\text{G}}$. Weisses, geschmackloses Pulver, von 3,0 spec. Gewicht. Auflöslich in kaustischem Kali; aus der verdünnten Auflösung wird sie durch Kochen vollständig gefällt. Auch ist das Hydrat auflöslich in kohlensaurem Ammoniak, wodurch sie sich von der Thonerde unterscheidet und von dieser getrennt werden kann. Mit Schwefelsäure und Kali giebt sie keinen Alaun.

Die *Beryllerdesalze* haben einen zusammenziehenden süssen Geschmack. Ammoniak fällt daraus Beryllerdehydrat.

Kieselsaure Beryll-Thonerde, $\dddot{\text{G}}\dddot{\text{Si}} + \dddot{\text{Al}}\dddot{\text{Si}}$, bildet den in sehr grossen Krystallen vorkommenden *Beryll* und den schön grünen *Smaragd*, die nur durch die Farbe verschieden sind und 13⅔ Proc. Beryllerde enthalten. Sie werden nicht durch Säuren zersetzt. Um die Erden auflöslich zu machen, müssen sie als feines Pulver mit dem 4fachen Gewicht kohlensauren Alkali's gechmolzen werden.

Beryllerde-Aluminat, $\dddot{\bar{G}}\,\dddot{\bar{Al}}^3$, ist der *Chrysoberyll*.

Die Beryllerde wurde 1797 von Vauquelin entdeckt, die Isolirung des Berylliums 1828.

11—13. Yttrium, Erbium, Terbium.

Vorkommen. Sehr selten, als Yttererde in wenigen seltenen Mineralien.

Eigenschaften. Aus metallisch glänzenden Schuppen bestehendes, schwarzes Pulver. Verbrennt beim Erhitzen mit blendendem Feuer zu Yttererde.

Yttererde. Was anfangs unter diesem Namen als ein einziges Oxyd betrachtet wurde, enthält noch zwei andere, sehr ähnliche Erden, die Erbin- und Terbinerde. Es ist ein weisses, geschmackloses, unschmelzbares Pulver von 4,8 spec. Gewicht. In kaustischen Alkalien ganz unlöslich. Man gewinnt es aus dem *Gadolinit*, einem sehr seltenen, schwarzen Mineral, welches hauptsächlich aus kieselsaurer Yttererde besteht. 1794 von Gadolin entdeckt.

14—15. Zirconium und Norium.

Vorkommen. Sehr selten, vorzüglich als kieselsaure Zirkonerde, den *Zirkon* (oder Hyacinth) bildend.

Eigenschaften. Schweres, schwarzes Pulver, nimmt unter dem Polirstahl einigen Metallglanz an. Verbrennt beim Erhitzen zu weisser Zirkonerde.

Zirkonerde. Was bisher unter diesem Namen als ein einziges Oxyd bekannt war, soll aus zweierlei sehr ähnlichen Erden, der Zirkon- und der Norerde, bestehen. Weisses, unschmelzbares Pulver, von 4,3 spec. Gewicht. Nach dem Glühen nur in concentrirter Schwefelsäure löslich. Dadurch charakterisirt, dass sie aus einer neutralen Auflösung durch Zusatz von schwefelsaurem Kali niedergeschlagen, und dass dieser Niederschlag nach dem Kochen der Flüssigkeit nicht mehr vollständig von reinem Wasser aufgelöst wird. —

1789 von Klaproth entdeckt.

Kieselsaure Zirkonerde, $\dddot{Zr}\,\dddot{Si}$, bildet den *Zirkon*, ein quadratoctaëdrisch krystallisirtes, sehr hartes, verschieden gefärbtes Mineral. Die gelbrothe durchsichtige Art davon wird *Hyacinth* genannt.

Die Zirkonerde wurde 1789 von Klaproth, die Isolirung des Zirconiums 1824 von Berzelius entdeckt.

16. Thorium.

Vorkommen. Bis jetzt nur in wenigen, sehr seltenen Mineralien, namentlich dem *Pyrochlor* und dem *Thorit*, welcher letztere hauptsächlich aus kieselsaurer Thorerde besteht.

Eigenschaften. Graues, schweres Metallpulver. Verbrennt beim Erhitzen zu Thorerde.

Thorerde, $\dot{Th}$. Weisses Pulver von 9,4 spec. Gewicht. In ihren Salzen sehr ähnlich den Cersalzen; wie diese, wird sie aus ihrer Auflösung durch schwefelsaures Kali als Doppelsalz gefällt. — 1828 von Berzelius entdeckt.

selben geschmolzen an. Hier wird es noch flüssig abgelassen oder ausgeschöpft. Die Gangart ist mit den Zuschlägen zusammengeschmolzen und hat damit die *Schlacke* gebildet, die von dem geschmolzenen Eisen abgenommen wird.

Das so (in *Gänzen* oder *Flossen*) erhaltene Eisen heisst *Roheisen*. Es ist noch nicht reines Eisen und darum nicht schmiedbar; es kann als solches nur zu Gusswaaren verwendet werden. Um es schmiedbar zu machen, in *Stabeisen* zu verwandeln, wird es *gefrischt;* diess beruht darauf, dass dem Roheisen der grösste Theil des Kohlenstoffs, Siliciums und der Phosphor, so wie andere fremde Einmischungen, die es enthält, durch Oxydation entzogen werden, und geschieht durch Schmelzung entweder vor dem Gebläse auf Heerden (*Frischfeuern*), oder in Flammöfen (*Puddlingsöfen*) unter abgemessenem Zutritt der Luft. Hierbei verbrennt ein Theil des Eisens zu Oxyd-Oxydul, welches in die übrige Eisenmasse eingeknetet wird und durch seinen Sauerstoffgehalt die Oxydation ihrer Beimischungen bewirkt. Der Kohlenstoff verbrennt zu Kohlenoxydgas, das Silicium und der Phosphor zu Säuren, die in die entstehende Frischschlacke (Eisenoxydul-Silicat) übergehen. Die Eisenmasse verliert hierbei allmählig ihre anfängliche Schmelzbarkeit und wird zuletzt in Gestalt eines lose zusammenhängenden Klumpens (die *Luppe*) erhalten. Dieser wird dann noch glühend zertheilt und in einzelnen Stücken unter den schweren Eisenhämmern oder zwischen grossen Walzen zu vierkantigen Stäben oder runden Stangen ausgeschmiedet oder ausgereckt.

Das metallische Eisen wird in drei verschiedenen Zuständen verarbeitet und angewendet, als Roheisen, als Stabeisen und als Stahl; die Eigenschaften dieser drei Arten sind sehr verschieden, sie scheinen hauptsächlich durch den ungleichen Gehalt an Kohlenstoff und Silicium bedingt zu sein.

1. *Roheisen, Gusseisen.* Man unterscheidet graues und weisses. *a*) *Graues Roheisen;* schwarzgrau bis lichtgrau; fein- und grobkörnig; wenig hart, leicht zu feilen,

drehen und bohren. Erzeugt sich beim richtigen Verhältniss der Beschickung. Bei zu viel Kohle entsteht schwarzgraues, graphithaltiges, *gaares* Roheisen. *b) Weisses Roheisen;* zinnweiss, stark glänzend, von grossblättrigem bis dichtem, feinkörnigem Gefüge; sehr hart und sehr spröde. Entsteht bei zu viel Erz im Verhältniss zur Kohle und zu starker Wirkung des Gebläses (*grelles* Roheisen).

Das Roheisen ist spröde, nicht schmiedbar, nicht schweissbar, aber viel leichter schmelzbar als Stabeisen; zieht sich beim Erstarren zusammen, und verändert Gefüge und Härte bedeutend, je nachdem es langsam oder plötzlich erstarrt. Erweicht bei Rothglühhitze und lässt sich dann sägen. Löst sich in verdünnter Schwefelsäure und unter Entwickelung eines stinkenden, kohlehaltigen Wasserstoffgases und Zurücklassung von Kohle, Phosphor- und Arsenikeisen und Kieseloxyd, und in sehr verdünnter kalter Salpetersäure ohne Gas-Entwickelung, mit Zurücklassung seines ganzen Kohlenstoff-Gehalts, auf. Enthält 3,15 bis 5,25 Proc. Kohlenstoff, theils chemisch gebunden, theils in Gestalt von Graphitblättchen eingemengt; ausserdem veränderliche, kleine Mengen von Kiesel, Phosphor, Arsenik, Mangan, Schwefel etc.

2. *Stabeisen.* Im Bruche lichtgrau; nach dem Poliren stark glänzend; geschmiedet von sehnigem, zackigem Gefüge; das härteste und zäheste geschmeidige Metall; zu sehr feinem Draht ausziehbar; wird, glühend abgelöscht, nicht härter. Erweicht bei Rothglühhitze und lässt sich in Weissglühhitze zusammenschweissen; schmilzt erst in der höchsten Weissglühhitze. Krystallisirt in Würfeln. Spec. Gewicht 7,7. Magnetisch.

Das Stabeisen enthält noch ½ Procent Kohlenstoff, gewöhnlich auch noch Spuren von Kiesel und Mangan. Durch eine geringe Einmengung von Phosphor wird es *kaltbrüchig*, d. h. in der Kälte leicht brechend, wiewohl es schweissbar bleibt. Höchst geringe Einmengungen von Schwefel machen es *rothbrüchig*, d. h. beim Schmieden in Glühhitze brüchig. Wird, mit Kohle geschmolzen, zu Roheisen. — Kohlenfreies Eisen ist nur durch Reduction von Eisenoxyd mit Wasser-

stoffgas, oder durch Schmelzen von reinem Stabeisen mit Eisenoxyd darstellbar. Ist weicher und weisser als gewöhnliches Stabeisen.

3. *Stahl;* ein kohlenstoffreicheres Eisen, mit weniger Kohlenstoff als im Roheisen, und mehr als im Stabeisen; nicht selten mit Spuren von Kiesel, Aluminium und Mangan. — Grauweiss; von sehr feinkörnigem, gleichem, durchaus nicht sehnigem Gefüge; sehr politurfähig. Glühend plötzlich abgekühlt (*abgelöscht*), wird er sehr hart, spröde, elastisch (*das Härten des Stahls*); beim langsamen Abkühlen bleibt er in der Kälte geschmeidig, weich, nur wenig härter als Stabeisen. In Rothglühhitze schmiedbar, in Weissglühhitze schweissbar. Läuft beim Erhitzen in der Luft mit verschiedenen, bei zunehmender Hitze wechselnden Farben an, wodurch der Grad seiner Härte und Elasticität bestimmt werden kann (*das Anlassen des Stahls*); bei 215° hellgelb, dann dunkelgelb, purpurfarben, violett, dunkelblau; bei anfangendem Glühen bildet sich eine dickere, schwarze Oxydrinde. Schmilzt leichter als Stabeisen, schwerer als Roheisen. Behält den Magnetismus.

Der Stahl wird hauptsächlich auf zweierlei Weise erzeugt: 1) Aus gewissen Roheisensorten durch Schmelzen vor dem Gebläse unter Kohlen, wie beim Eisenfrischen; *Rohstahl.* 2) Durch vieltägiges Glühen von Stabeisen zwischen Kohlenpulver in verschlossenen thönernen Kasten; *Cämentstahl, Brennstahl.* Um ihn gleichförmiger zu machen, wird der Rohstahl *raffinirt* oder *gegerbt*, d. h. er wird in dünne Stäbe ausgereckt und viele solcher alsdann zu einem Stück zusammengeschweisst. Aus demselben Grunde wird der Cämentstahl in Tiegeln unter einer Decke von Glas umgeschmolzen, *Gussstahl.* — *Damascirter Stahl* ist solcher, der nach dem Aetzen mit Säuren auf seiner polirten Oberfläche Streifen und Zeichnungen von hellerer und dunklerer Farbe, d. h. ein zusammengeschweisstes Gemenge von ungleichen Stahlarten zeigt; so besonders der indische Stahl, *Wootz.*

Verbindungen des Eisens.

Eisenoxyde. Das Eisen ist leicht oxydirbar; es hat drei Oxyde, ein Oxydul, ein Oxyd und eine Säure. In trockner Luft bleibt es bei gewöhnlicher Temperatur unverändert; in feuchter kohlensäurehaltiger *rostet* es zu ammoniakhaltigem Oxydhydrat. Bis zum Glühen erhitzt, bedeckt es sich mit einer schwarzen Rinde von Oxydul-Oxyd, *Glühspahn* oder *Hammerschlag.* In der Weissglühhitze verbrennt es mit glänzendem Funkensprühen zu Oxydul-Oxyd. Das bei gelinder Hitze durch Wasserstoffgas aus Oxyd reducirte, sehr fein zertheilte Eisen entzündet sich bei gewöhnlicher Temperatur von selbst an der Luft und verglimmt zu Oxyd. In Wasserdämpfen geglüht, oxydirt sich das Eisen zu krystallinischem Oxydul-Oxyd. Es löst sich in den meisten Säuren unter Wasserstoffgas-Entwickelung und Bildung von Oxydulsalz auf. Die Eisenoxyde sind durch Wasserstoffgas, Kohle und Kohlenoxydgas reducirbar.

a) Eisenoxydul, $\dot{\mathrm{Fe}}$. Schwarzes Pulver, unmagnetisch, verbrennt beim Erhitzen an der Luft zu magnetischem Oxyd-Oxydul. Entsteht beim Glühen von Eisenoxyd in einem Gemenge von gleichen Volumen Kohlenoxyd- und Kohlensäuregas, oder von ungefähr gleichen Volumen Wassergas und Wasserstoffgas. Bei 4 Vol. des letzteren wird das Oxyd zu Metall reducirt. In Salzform bildet es sich beim Auflösen von Eisen in verdünnten Säuren. Alkalien fällen daraus weisses Oxydulhydrat, welches sich rasch höher oxydirt und grau, grün, schwarzblau und zuletzt gelbbraunes Oxydhydrat wird. Unterchlorigsaures Alkali bewirkt diese Oxydation momentan. Das Eisenoxydul färbt das Glas grün.

b) Eisenoxyd, $\overset{\cdots}{\overline{\mathrm{Fe}}}$. Das natürlich vorkommende bildet den Eisenglanz und Rotheisenstein. Als Eisenglanz häufig krystallisirt, in derselben Form wie die Thonerde; dunkel eisenschwarz, stark glänzend, von 5,24 spec. Gewicht, hart, unmagnetisch, giebt ein braunrothes Pulver. —

Das künstlich dargestellte Oxyd ist theils ebenfalls schwarz und krystallisirt, theils bildet es ein, bald helleres, bald dunkleres, braunrothes Pulver. In Form von Eisenglanz krystallisirt erhält man es durch Glühen eines Gemenges von Eisenchlorid- und Wasser-Dampf, oder durch Glühen eines Gemenges von gleichen Theilen Eisenvitriol und Kochsalz, und nachheriges Auslaugen des gebildeten Glaubersalzes. Amorph als braunrothes Pulver erhält man es durch längeres Glühen von Eisen an der Luft, oder durch heftiges Glühen von calcinirtem Eisenvitriol (Caput mortuum, Braunroth; als Farbe und Polirpulver angewendet). Es ertheilt dem Glas eine gelbe Farbe. Es wird nur langsam von Säuren aufgelöst. Aus diesen Lösungen wird es durch Alkalien als braunes, amorphes Hydrat gefällt, welches in Säuren leicht löslich ist, aber nach längerem Kochen mit Wasser braunroth und in Säuren sehr schwer löslich wird, indem es einen Theil des Hydratwassers verliert. Eines der Haupteisenerze, *Brauneisenstein,* besteht aus Eisenoxydhydrat.

Eisenoxydul-Oxyd, $\dot{\text{Fe}}\overline{\dddot{\text{F}}}\text{e}$, bildet den Magneteisenstein, eines der besten Eisenerze, und kommt öfters auch in Octaëdern krystallisirt vor. Schwarz, halb metallglänzend, von schwarzgrauem Pulver, 5,0 spec. Gewicht, magnetisch, schmelzbar. Dieselbe Verbindung entsteht bei der Oxydation von glühendem Eisen in Wasserdampf. Als braunschwarzes magnetisches Hydrat erhält man es, wenn man Eisen ohne Luftzutritt in verdünnter Schwefelsäure auflöst, $\frac{2}{3}$ vom Volum der Auflösung durch Erhitzen mit Salpetersäure in Oxydsalz verwandelt, nach dem Erkalten das andere Drittheil Oxydullösung zumischt und das Gemische in einen Ueberschuss von Ammoniak giesst. — Glühspahn und Hammerschlag enthalten mehr Oxydul und bestehen vorzüglich aus $\dot{\text{F}}\text{e}^6\overline{\dddot{\text{F}}}\text{e}$.

c) Eisensäure, $\dddot{\text{F}}\text{e}$. Nur in Verbindung mit Basen bekannt. Eisensaures Kali entsteht am positiven Pol, wenn man vermittelst Gusseisen den galvanischen Strom durch eine Lösung von Kalihydrat leitet, ferner wenn man ein

Gemenge von Eisenoxydhydrat und concentrirter Kalilauge mit Chlorgas sättigt, oder wenn man Eisenfeile mit Salpeter mengt und heftig glüht. Seine Lösung in Wasser hat eine tief weinrothe Farbe und wird sehr leicht zersetzt.

Schwefeleisen. Das Eisen hat wenigstens 3 Schwefelungsstufen, FeS, Fe^2S^3 und FeS^2. Eisen vereinigt sich beim Erhitzen mit Schwefel unter Feuer-Erscheinung. Eine Schwefelstange durchbohrt weissglühendes Stabeisen und Stahl (nicht Roheisen). Eisenfeilspähne, mit Schwefel gemengt und angefeuchtet, geben bei gewöhnlicher Temperatur schwarzes, pulveriges Schwefeleisen. Das so gebildete Product ist Einfach-Schwefeleisen, FeS. Durch Erhitzen von 3 Th. Eisen mit 2 Th. Schwefel und Schmelzen erhalten, bildet es eine graulich-broncefarbene, krystallinische Masse. Wird von Säuren unter Schwefelwasserstoff-Bildung zu Oxydulsalz aufgelöst.

Das Zweifach-Schwefeleisen, FeS^2, bildet den als Mineral so häufig vorkommenden *Schwefelkies,* der keine entsprechende Oxydationsstufe hat; seine Grundform ist der Würfel; er ist hell messinggelb, vollkommen metallglänzend, hat 5,0 spec. Gewicht, ist unmagnetisch, in verdünnten Säuren unlöslich. Eine dimorphe Varietät ist der *Wasserkies,* von mehr graulichgelber Farbe und 4,65 spec. Gewicht. Bei der Destillation verliert der Schwefelkies einen Theil seines Schwefels, daher er zur Schwefelgewinnung dient, und verwandelt sich in eine Verbindung des Sulfurets mit dem Sesquisulfuret, $FeS+Fe^2S^3$. Aehnliche Verbindungen sind die natürlich vorkommenden Arten von *Magnetkies;* er ist braungelb, metallisch glänzend, magnetisch.

Phosphoreisen. Stahlfarben, sehr politurfähig, sehr hart, spröde. In Salzsäure unlöslich. Kann erhalten werden durch Zusammenschmelzen von Eisen mit Knochenpulver, Sand und Kohle. Bestandtheil von allem Meteoreisen.

Arsenikeisen. Weiss, metallisch glänzend, spröde, unmagnetisch, leicht schmelzbar; zersetzt nicht das Wasser. Die Verbindung $Fe\dot{\dot{A}}s$ kommt als zinnweisses Mi-

neral vor und dient zur Gewinnung der arsenigen Säure. Der *Arsenikkies*, ein in zinnweissen Krystallen vorkommendes Mineral, ist $FeS^2 + Fe\,As$.

Antimoneisen, metallisch glänzend, spröde, unmagnetisch.

Eisensalze.

Das Eisen bildet zwei Reihen von Salzen: die Oxydul- und die Oxyd-Salze, oder die denselben entsprechenden zweierlei Haloïdsalze. Das Oxydul ist bei weitem die stärkere Basis. — Die wasserhaltigen *Oxydulsalze* sind bläulichgrün, die wasserfreien weiss, meist auflöslich, und schmecken süsslich, hintennach dinteartig. In Auflösung oxydiren sie sich bald zu Oxydsalzen, gewöhnlich unter Absetzung eines unlöslichen, gelben, basischen Salzes. Alkalien fällen daraus weisses Oxydulhydrat (vergl. S. 183), Gerbsäure bewirkt darin keinen, Kaliumeisencyanür einen weissen, sich bald bläuenden Niederschlag. — Die *Oxydsalze* sind braun, braunroth oder weiss, und die löslichen schmecken sehr herb und dinteartig. Alkalien fällen daraus braunes Eisenoxydhydrat. Kaliumeisencyanür bewirkt darin, selbst bei ausserordentlicher Verdünnung, einen schön blauen, und Gerbsäure einen bläulichschwarzen Niederschlag. — Weder die Oxyd- noch die Oxydulsalze mit den stärkeren Säuren werden durch Schwefelwasserstoffgas gefällt; erstere aber dadurch, unter Fällung von Schwefel, in Oxydulsalze umgewandelt. Durch Schwefelalkalien werden alle Eisensalze schwarz gefällt. — Das Eisen wird nur durch Zink, aber nur bei vollkommen abgehaltenem Luftzutritt, aus seinen aufgelösten Salzen metallisch gefällt.

Chloreisen. *a*) *Eisenchlorür*, $Fe\,Cl$. Weisse Masse, in starker Hitze schmelzbar und flüchtig, sich in glänzenden Blättern sublimirend. In Wasser löslich. Entsteht durch Glühen von Eisen in Chlorwasserstoffgas oder mit Salmiak; ferner durch Auflösen von Eisen in Salzsäure. Aus der blassgrünen Auflösung krystallisirt es mit 4 At.

Wasser in blassgrünen, zerfliesslichen Krystallen. *b*) *Eisenchlorid*, $FeCl^3$, sublimirt sich in tafelförmigen, halbmetallisch glänzenden Krystallen; zerfliesslich, sehr leicht löslich. Entsteht, wenn Eisen in Chlorgas gelinde erhitzt wird, wobei es sich entzündet; ferner durch Auflösen von Eisenoxyd in Salzsäure, oder von Eisen in Königswasser. Die concentrirte, dunkelrothgelbe Lösung bildet in feuchter Luft rothgelbe Krystalle von $FeCl^3 + 12aq$.

Jodeisen. *a*) Das *Jodür*, FeJ, bildet sich leicht in aufgelöster Form, wenn man Eisenfeile und Jod mit Wasser übergiesst. Sehr leicht löslich, blassgrüne Krystalle mit 4aq. *b*) Das *Jodid*, FeJ^3, ist mit gelbrother Farbe leicht löslich.

Cyaneisen. Es giebt ein Eisencyanür und ein Eisencyanid, für sich noch nicht mit Sicherheit darstellbar, aber um so merkwürdiger durch ihre Verbindungen unter einander und mit anderen Cyanmetallen. Das *Berlinerblau*, 1704 von Diesbach in Berlin entdeckt und als Farbe vielfach angewendet, ist eine wasserhaltige Verbindung von 3 At. Eisencyanür mit 2 At. Eisencyanid, $3FeCy + 2FeCy^3$. Im reinen Zustand tief blau, mit glänzendem, kupferfarbenem Bruch, undurchsichtig, in Wasser unlöslich. Das käufliche unreine ist mehr oder weniger hell, enthält oft Thonerde beigemengt. In der Glühhitze wird es zerstört unter Zurücklassung von eisenhaltiger Kohle. Wird von verdünnten, kalten Säuren nicht verändert.

Es entsteht, wenn man ein Gemenge von einem Eisenoxyd- und einem Eisenoxydul-Salz in Auflösung mit Cyankalium vermischt, oder durch Fällung einer Auflösung von schwefelsaurem Eisenoxyd oder von Eisenchlorid mit Kaliumeisencyanür.

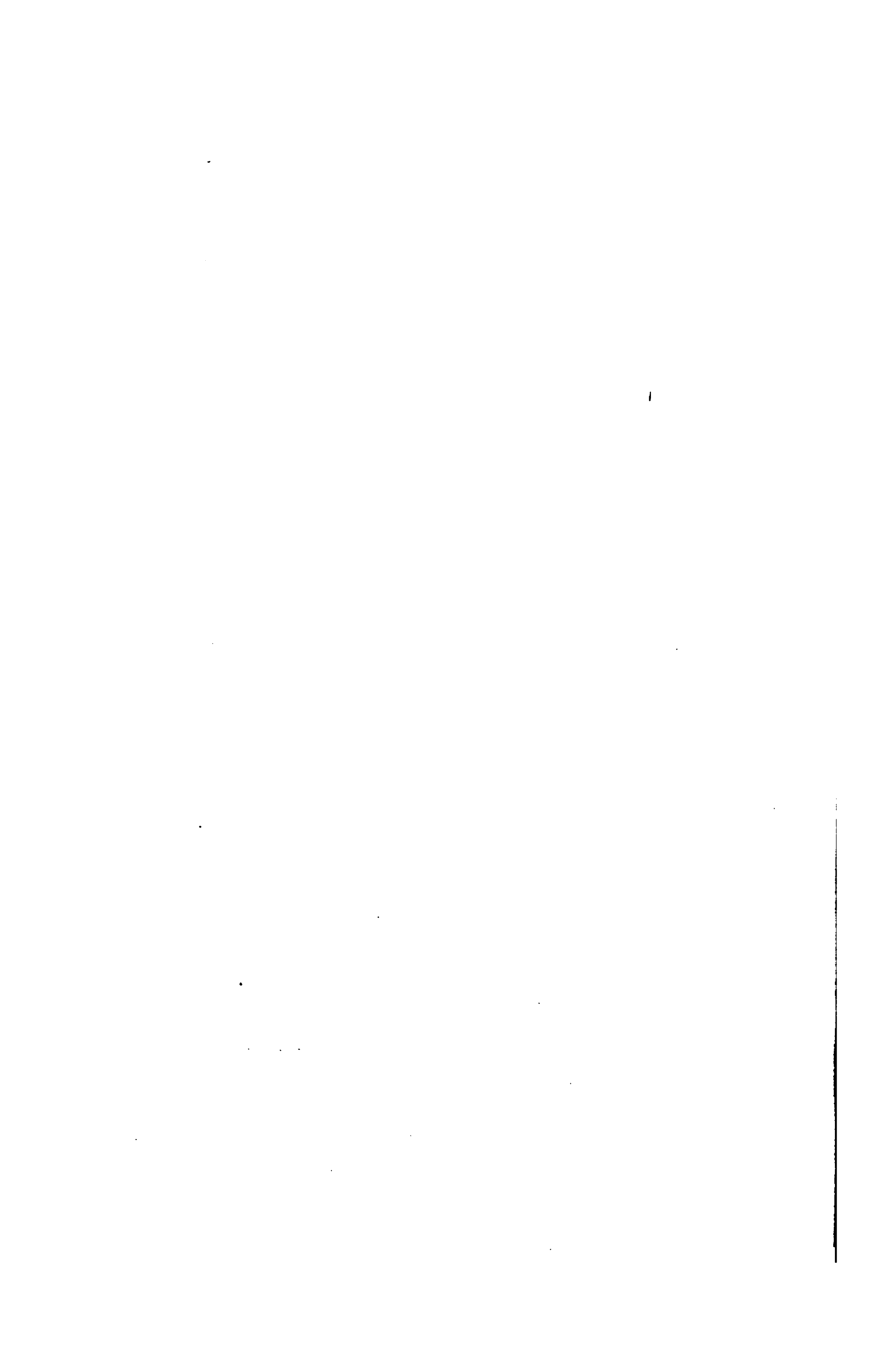
Ausser diesem Berlinerblau giebt es noch mehrere andere ähnliche, wasserhaltige Verbindungen zwischen Eisencyanür und Eisencyanid.

Kaliumeisencyanür (blausaures Eisenkali, Blutlaugensalz), $2KCy + FeCy + 3aq$. Durch Kochen mit kaustischer Kalilauge verliert das Berlinerblau seine Farbe und wird in Eisenoxydhydrat umgewandelt, während sich dar-

über eine gelbe Auflösung bildet. Beim Verdunsten schiessen daraus gelbe Krystalle einer Verbindung von Kaliumcyanür mit Eisencyanür an. Dieselbe Verbindung entsteht unter Wasserstoffgas-Entwickelung und Bildung von Kalihydrat, wenn man Eisen mit einer Lösung von Cyankalium erhitzt, oder, unter Absorption von Sauerstoff und Bildung von Kali, wenn man Eisen mit aufgelöstem Cyankalium mit der Luft in Berührung lässt. Im Grossen wird es gewonnen durch gelindes Glühen von Thierkohle oder Thierstoffen (Horn- und Lederabfällen, getrocknetem Fleisch) mit Pottasche und Eisenfeile oder Hammerschlag, Auslaugen der Masse und Krystallisiren, oder durch Glühen von mit kohlensaurem Kali gemengter Kohle bei höchster Weissglühhitze im Stickgas von Luft und Behandlung des gebildeten Cyankaliums in Auflösung mit natürlichem kohlensaurem Eisenoxydul.

Das Kaliumeisencyanür bildet citrongelbe, leicht spaltbare tafelförmige Krystalle. Sein Krystallwasser entweicht schon bei 100°; das wasserfreie Salz ist weiss, in Glühhitze schmelzbar, wobei es in ein Gemenge von Cyankalium und kohlehaltigem Eisen zersetzt wird. Durch Erhitzen mit concentrirter Schwefelsäure wird es, unter Entwickelung von viel Kohlenoxydgas, in die Sulfate von Kali, Eisenoxydul und Ammoniumoxyd verwandelt. Bei der Destillation mit verdünnter Schwefelsäure wird nur das Cyankalium, und auch dieses nur theilweise, zersetzt, indem die Hälfte des Cyans im Salz als Cyanwasserstoffsäure übergeht und eine weisse, an der Luft rasch blau werdende Verbindung von Eisencyanür mit Cyankalium (K-Gy + 2Fe-Gy), gemengt mit schwefelsaurem Kali, zurückbleibt. Sein Verhalten beim Erhitzen mit Braunstein oder Mennige siehe S. 91 und 136.

Gleich wie mit dem Cyankalium, verbindet sich das Eisencyanür in derselben Proportion auch mit den meisten übrigen Cyanmetallen, und bildet so eine grosse Reihe von Doppel-Verbindungen. Die mit den Radicalen der Alkalien und alkalischen Erden sind auflöslich und krystallisirbar, und man erhält sie auf ähnliche Weise, wie



die Kalium-Verbindung; die meisten übrigen sind unlöslich und entstehen als farblose oder gefärbte Niederschläge durch Vermischung von aufgelöstem Cyaneisenkalium mit einem aufgelösten Metallsalz. — Bei Vermischung von aufgelöstem Kaliumeisencyanür mit einem aufgelösten Eisenoxydulsalz entsteht ein weisser, sich rasch bläuender Niederschlag, mit *Eisenoxydsalz* entsteht Berlinerblau. Hierauf beruht auch die Anwendung des Cyaneisenkaliums in der Färberei.

Kaliumeisencyanid, $3K\mathrm{Cy}+\mathrm{Fe}\mathrm{Cy}^3$, entsteht aus dem vorigen, wenn diesem durch Chlor, welches man durch seine kalte Lösung leitet, $\frac{1}{4}$ seines Kaliumgehaltes entzogen wird. Beim Verdunsten der Lösung erhält man das Salz in schön gelbrothen, glänzenden Prismen. Es ist wasserfrei. Seine Lösung giebt mit Eisen*oxydul*salzen Berlinerblau. Analoge Verbindungen bildet das Eisencyanid auch mit anderen Cyanüren.

Wasserstoffeisencyanür, $2H\mathrm{Cy}+\mathrm{Fe}\mathrm{Cy}$, entsteht durch Zersetzung von in Wasser vertheiltem Bleieisencyanür mit Schwefelwasserstoff. In Gestalt weisser Krystallschuppen scheidet es sich ab, wenn man eine kalt gesättigte, luftfreie Lösung von Kaliumeisencyanür allmälig mit dem gleichen Volum concentrirter Salzsäure vermischt. Farblose, krystallinische, in Wasser leicht lösliche, sauer schmeckende und reagirende, geruchlose Masse. Ihre Auflösung bildet bei Luftzutritt Berlinerblau. Mit den Basen erzeugt sie die Doppelcyanüre. Eine ähnliche Wasserstoff-Verbindung bildet das Eisencyanid.

Das eigenthümliche Verhalten aller dieser Doppelcyanüre, dass z. B. das Eisen daraus nicht durch Alkali oder Schwefelalkali abgeschieden wird, hat zu der Ansicht geführt, dass sie das Eisen als Bestandtheil von zusammengesetzten Radicalen oder Salzbildern enthalten, bestehend aus Eisen und den Elementen des Cyans. Den im Kaliumeisencyanür hat man *Ferrocyan*, C^6N^3Fe, den im Kaliumeisencyanid *Ferridcyan*, $C^{12}N^6Fe^2$, genannt. Das erstere Salz ist hiernach Ferrocyankalium, $2K+C^6N^3Fe$, das andere Ferridcyankalium, $3K+C^{12}N^6Fe^2$. Das Wasser-

stoffeisencyanür ist die Wasserstoffsäure des Ferrocyans, $2H + C^6N^3Fe$, u. s. w.

Nitroprussidnatrium, $Na^2C^{10}N^7O^2$, ist der Repräsentant einer Reihe von Verbindungen, die durch Einwirkung von Salpetersäure auf die Eisendoppelcyanüre entstehen. Es bildet sehr regelmässige, dunkel gelblichrothe Krystalle mit 4 aq., ähnlich dem Kaliumeisencyanid. Es wird erhalten durch längeres Erhitzen von 5 Th. Blutlaugensalz mit 4 Th. concentrirter Salpetersäure, verdünnt mit Wasser, und nachherige Sättigung mit kohlensaurem Natron. Man kann das Salz als $2NaC^2N + Fe^2C^6N^3 + NO^2$, oder als eine Verbindung von 2Na mit einem aus 5 Cyan, 2 Eisen und 1 Stickoxyd zusammengesetzten Radical, $C^{10}N^5Fe^2NO^2$, betrachten. Die löslichen Nitroprusside haben die Eigenschaft, durch Schwefelalkali intensiv purpurroth gefärbt zu werden.

Schwefelsaures Eisenoxydul, Eisenvitriol, $\dot{Fe}\dddot{S} + 7$ aq. Blass blaulichgrüne, klare Krystalle; verwittert in trockner Luft und wird gelb; in Wasser leicht löslich; die blassgrüne Auflösung verwandelt sich in der Luft allmählig in braungelbe Oxydul-Oxyd-Lösung, unter Absetzung eines gelben, basischen Salzes. Verliert beim Erhitzen leicht 6 At. Wasser, das letzte erst bei 300°, und wird weiss. Zersetzt sich in stärkerer Hitze in schweflige Säure, Schwefelsäure und Eisenoxyd (vergl. S. 60.). — Entsteht durch Auflösung von Eisen oder Schwefeleisen in verdünnter Schwefelsäure. Wird wegen seiner bedeutenden Anwendung, namentlich in der Färberei, zur Dinte etc., im Grossen gewonnen durch Rösten, Verrwittern und Auslaugen der Schwefelkiese.

Schwefelsaures Eisenoxyd, $\dddot{Fe}\dddot{S}^3$. Nicht krystallisirbare, weisse, in Wasser mit rothgelber Farbe lösliche Masse. In concentrirter Schwefelsäure unauflöslich. Wird erhalten durch Erhitzen von Eisenoxyd mit Schwefelsäure und Eintrocknen, oder durch Oxydation des Oxydulsalzes. — Das Eisenoxyd bildet mit der Schwefelsäure ausserdem noch mehrere basische Salze. So ist z. B. der Ocher, der sich

aus einer Vitriollösung an der Luft absetzt, *fünffach-basisches schwefelsaures Eisenoxyd*, $\overset{\cdots}{\text{Fe}}{}^2\overset{\cdots}{\text{S}}$ oder $\overset{\cdots}{\text{Fe}}\overset{\cdots}{\text{S}}{}^3 + 5\overset{\cdots}{\text{Fe}}$.

Schwefelsaures Eisenoxyd-Kali oder *Ammoniumoxyd*, (Eisen-Alaune), krystallisiren beide mit Krystallwasser in blass amethystfarbenen Octaëdern wie Alaun; auch sind sie auf dieselbe Weise wie dieser zusammengesetzt, nur dass darin das Aluminum durch Eisen vertreten ist. Das Kali-Doppelsalz zersetzt sich schon bei $+ 30^0$, selbst in Auflösung. Mit Thonerde-Alaun krystallisiren sie in variirenden Verhältnissen zusammen.

Salpetersaures Eisenoxyd, $\overset{\cdots}{\text{Fe}}\overset{\because\because}{\text{N}}{}^3$. Rothbraune, nicht krystallisirbare Masse. Eisen wird von mässig concentrirter Salpetersäure mit grosser Heftigkeit angegriffen; in höchst concentrirter bleibt es blank und unangegriffen, und verliert durch den Contact mit ihr die Eigenschaft, Kupfer und Silber aus ihren Auflösungen metallisch zu fällen.

Salpetersaures Eisenoxydul. Eisen löst sich in sehr verdünnter, kalter Salpetersäure ohne Gas-Entwickelung zu salpetersaurem Eisenoxydul-Ammoniumoxyd auf.

Phosphorsaures Eisenoxydul entsteht als weisser Niederschlag, der sich an der Luft in blau-grünes Oxyd-Oxydulsalz verwandelt. Das Salz $\dot{\text{F}}\text{e}^3\overset{\because\because}{\text{P}} + 8\text{aq}$. kommt als Mineral (als *Vivianit*) in durchsichtigen, blauen Krystallen vor.

Phosphorsaures Eisenoxyd. Durch wechselseitige Zersetzung erhalten, bildet es ein weisses Pulver. Wird beim Erhitzen braun. Kaustische Kalilösung entzieht ihm nur einen Theil der Säure und verwandelt es in ein braunes basisches Salz.

Arseniksaures Eisenoxydul, weisser Niederschlag, wird an der Luft schmutzig grün.

Arseniksaures Eisenoxyd. Weisser Niederschlag, ganz ähnlich dem phosphorsauren Salz. In Ammonik mit rother Farbe löslich. Als Mineral bildet es den *Skorodit*. Arseniksaures Eisenoxydul, in grünen Würfeln krystallisirt, bildet den *Pharmakosiderit*.

Kieselsaures Eisenoxydul, $\dot{Fe}^3 \dddot{Si}$, macht, häufig krystallisirt, den Hauptbestandtheil der Frischschlacke aus. Eisenoxydul- und Oxyd-Silicat sind Bestandtheile vieler Mineralien. Der schwarze, krystallisirte *Lievrit* z. B. ist $\dot{Ca}\dddot{Si} + 2\dot{Fe}^3\dddot{Si} + \dddot{\overline{Fe}}^2\dddot{Si}$.

Kohlensaures Eisenoxydul, $\dot{Fe}\ddot{C}$; natürlich als *Spatheisenstein*, in Rhomboëdern krystallisirt; gewöhnlich gemengt mit den isomorphen Carbonaten von Kalk, Magnesia und Manganoxydul; farblos, häufiger gelb, braun bis schwarz. Hauptbestandtheil des thonigen *Sphärosiderits* der Steinkohlenformation. Das künstlich dargestellte ist ein weisser Niederschlag, der sich an der Luft rasch in braunes, fast kohlensäurefreies Eisenoxydhydrat umändert. In kohlensäurehaltigem Wasser löslich, daher Bestandtheil der eisenhaltigen Mineralwasser.

Kohlensaures Eisenoxyd ist nicht in bestimmter Sättigungsstufe bekannt.

Oxalsaures Eisenoxydul, $\dot{Fe}\dddot{\overline{C}}$; citrongelbes, in Wasser kaum lösliches Pulver. Wird aus einer concentrirten Lösung von schwefelsaurem Eisenoxydul durch freie Oxalsäure gefällt. Giebt beim Glühen in einer Retorte Kohlenoxyd- und Kohlensäuregas und Eisenoxydoxydul.

Das Eisen lässt sich mit den meisten übrigen Metallen zusammenschmelzen, allein keine dieser Legirungen ist von technischer Anwendung. Einige Metalle, namentlich Silber, in sehr geringer Menge dem Stahl beigemischt, scheinen seine Eigenschaften zu verbessern.

2. Nickel.

Vorkommen. Wenig verbreitet; hauptsächlich in Verbindung mit Arsenik. Nie fehlender Bestandtheil des Meteoreisens.

Eigenschaften. Zwischen gelblichweiss und stahlgrau; stark glänzend; von der Härte des Eisens;

vollkommen streck- und dehnbar; von 8,8 spec. Gewicht; fast so strengflüssig wie Stabeisen. Magnetisch.

Oxyde. Das Nickel hat ein dunkel grünlichgraues Oxydul, NiO, und ein schwarzes Oxyd, Ni^2O^3. Selbst in feuchter Luft bleibt das Metall blank; erhitzt läuft es mit Stahlfarben an. Das Nickeloxydul ist durch Kohle und Wasserstoffgas und durch Glühen seines oxalsauren Salzes sehr leicht reducirbar; in starker Weissglühhitze und in offenen Gefässen wird es, ohne Zusatz von Kohle, schon durch das Kohlenoxydgas im Ofen reducirt.

Von verdünnter Schwefelsäure und von Salzsäure wird das pulverförmige Nickel unter Wasserstoffentwickelung aufgelöst. Leichter löst es sich in Salpetersäure. Die Nickeloxydulsalze und ihre Auflösungen sind grün. Kaustisches Kali schlägt daraus apfelgrünes Oxydulhydrat, kohlensaures Kali blass apfelgrünes basisches kohlensaures Salz, Oxalsäure blassgrünes, pulverförmiges oxalsaures Salz nieder. Ammoniak färbt die Auflösungen, ohne Fällung, blau und violett. Bei Säure-Ueberschuss werden die Nickelsalze nicht durch Schwefelwasserstoff gefällt. Schwefelalkalien fällen daraus schwarzes Schwefelnickel. Das Nickel wird aus einer siedenden Auflösung durch Zink metallisch gefällt. Auch wird es leicht durch den electrischen Strom reducirt.

Das *Nickeloxydul* wird durch Glühen des Hydrats oder des kohlensauren Oxyduls erhalten. In hoher Temperatur krystallisirt es in grauschwarzen regulären Octaëdern von 5,7 spec. Gewicht und ist dann unlöslich in Säuren. Das *Nickeloxyd* entsteht durch Berührung des kohlensauren Nickeloxyduls mit unterchlorigsaurem Natron. Von Oxalsäure und von Ammoniak wird es zersetzt, von ersterer unter Entwickelung von Kohlensäure, von letzterem unter Entwickelung von Stickgas. Es verhält sich im Ganzen wie ein Superoxyd.

Chlornickel, NiCl. Nickel, in Chlorgas erwärmt, verbrennt darin lebhaft zu Chlornickel, welches sich in glänzend gelben Krystallblättchen sublimirt. Langsam in Wasser löslich mit grüner Farbe.

Das *Cyannickel*, NiCy, erhalten durch Fällung eines Oxydulsalzes mit Cyankalium, ist ein blassgrünliches Pulver, welches beim Erwärmen unter Verlust von Wasser hellbraun wird. Von Cyanalkalien wird es sehr leicht aufgelöst und bildet damit krystallisirende Doppelsalze von tief gelber Farbe. Das Kaliumnickelcyanür, KCy + NiCy + aq., bildet sich auch beim Uebergiessen von Nickeloxydulhydrat mit Blausäure und Zumischung von Kali. Säuren fällen daraus Cyannickel.

Schwefelsaures Nickeloxydul, $\dot{Ni}\dddot{S}$, bildet mit 7 aq. prismatische, mit 6 aq. quadratische Krystalle von schön grüner Farbe.

Salpetersaures Nickeloxydul, $\dot{Ni}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{N}$ + 6aq., smaragdgrüne, leicht lösliche Prismen.

Schwefelnickel, NiS. Die Vereinigung geschieht unter starker Feuerentwickelung. Hell messinggelb, spröde. Findet sich natürlich als *Haarkies*.

Arseniknickel, NiAs, kommt als grauweisses, metallisch glänzendes Mineral vor. Ni^2As bildet das am häufigsten vorkommende Nickelerz, den sogenannten *Kupfernickel*. Es ist hell kupferfarben.

Antimonnickel, Ni^2Sb, ist blass kupferfarben, ins Violette. Kommt ebenfalls als Mineral vor.

Das Nickel wird bis jetzt nur zur Fabrikation des Neusilbers, (Argentans), einer Legirung von Nickel, Kupfer und Zink, gebraucht. Hierzu wird es gewöhnlich in nicht ganz reinem Zustande aus der Kobaltspeise, einem aus Arseniknickel und mehreren anderen Metallen bestehenden Hüttenproducte, gewonnen.

Zur Darstellung von ganz reinem Nickel erhitzt man ein Gemenge von 1 Th. Arseniknickel (Kupfernickel oder Kobaltspeise), 2 Th. Salpeter und 2 Th. Pottasche längere Zeit bis zum Glühen, wodurch alle Metalle oxydirt werden und arseniksaures Kali gebildet, welches letztere man mit Wasser auszieht. Oder man schmilzt das Arseniknickel mit dem dreifachen Gewichte Pottasche und Schwefel; hierdurch entsteht Kalium-Sulfarseniat, welches man in Wasser auflöst, und Schwefelnickel, welches zurück-

bleibt. Die Oxyde werden in Salzsäure oder das Schwefelnickel in Salpetersäure aufgelöst, wobei Schwefel zurückbleibt. In der Auflösung ist das Nickel gewöhnlich noch verunreinigt durch Kupfer, Wismuth, Eisen und Kobalt. Man erwärmt sie bis ungefähr 70° und fällt durch Einleiten von Schwefelwasserstoffgas Kupfer, Wismuth und einen Rest von Arsenik. Die davon abfiltrirte und vom überschüssigen Schwefelwasserstoffgas befreite Auflösung wird heiss durch kohlensaures Kali niedergeschlagen. Der Niederschlag, welcher aus kohlensaurem Nickeloxydul besteht, verunreinigt durch Kobaltoxydul und Eisenoxyd, wird ausgewaschen und mit einem Ueberschusse von aufgelöster Oxalsäure übergossen. Hierdurch bildet sich ungelöst bleibendes oxalsaures Nickeloxydul und Kobaltoxydul, und eine Auflösung von oxalsaurem Eisenoxyd, die man von ersteren abfiltrirt. Das oxalsaure Nickeloxydul, welches jetzt nur noch durch Kobaltoxydul verunreinigt ist, wird in kaustischem Ammoniak aufgelöst, und die blaue Auflösung zur Verdunstung des Ammoniaks an der Luft stehen gelassen. Während dessen schlägt sich das Nickel als blaugrünes, oxalsaures Nickeloxydul-Ammoniak nieder, das oxalsaure Kobaltoxydul aber bleibt mit rosenrother Farbe aufgelöst. Durch Glühen des oxalsauren Nickeloxyduls in einem bedeckten Tiegel erhält man reines metallisches Nickel.

1751 von Cronstedt entdeckt.

3. Kobalt.

Vorkommen. Wenig verbreitet; hauptsächlich mit Arsenik als *Speiskobalt*, und mit Schwefel und Arsenik als *Glanzkobalt*. Fast steter Begleiter des Nickels, auch im Meteoreisen.

Eigenschaften. Stahlgrau, stark glänzend, sehr politurfähig, hart, aber dehnbar und dabei das festeste aller Metalle; von 8,5 spec. Gewicht; schmilzt ungefähr so schwer wie Roheisen. Magnetisch.

Oxyde. Das Kobalt ist in der Luft unveränderlich.

Zu Säuren verhält es sich wie das Nickel. Seine Auflösungen sind roth. Sie enthalten das *Oxydul*, CoO. Kaustisches Kali fällt daraus bei gewöhnlicher Temperatur ein schön blaues basisches Salz, welches bald schmutzig violett wird; bei Siedhitze aber entsteht ein rosenrother Niederschlag, welcher Kobaltoxydulhydrat ist. In Ammoniak ist dieses unlöslich, in Ammoniaksalzen löst es sich mit brauner Farbe. Durch schwaches Glühen bei abgehaltener Luft wird es zu reinem Oxydul, welches olivengrün ist und sich an der Luft bräunt. Durch Kohle und Wasserstoffgas leicht reducirbar. Das durch letzteres bei gelinder Hitze reducirte Metallpulver entzündet sich an der Luft.

Die Kobaltoxydulsalze sind carmoisinroth, rosenroth und pfirsichblüthenfarben. Ammoniak fällt daraus blaues basisches Salz, welches durch Einwirkung der Luft grün wird und sich allmählig auflöst. Bei Gegenwart eines Ammoniaksalzes werden die Kobaltoxydulsalze nicht durch Ammoniak gefällt. Kohlensaure Alkalien bilden einen pfirsichblüthfarbenen, in der Siedhitze aber einen unrein rosenrothen Niederschlag. Phosphorsaure Alkalien fällen hell blaues phosphorsaures, kieselsaure Alkalien tief blaues kieselsaures, Oxalsäure blass rosenrothes oxalsaures Kobaltoxydul. Schwefelwasserstoffgas fällt sie nicht; Ammonium-Sulfhydrat fällt daraus schwarzes Schwefelkobalt.

Das *Kobaltoxyd*, $\dddot{\text{Co}}$, entsteht, als ein schwarzes Hydrat, durch Behandeln des Oxydulhydrats mit unterchlorigsaurem Natron. Bei gelindem Glühen verwandelt es sich in schwarzes Oxyd-Oxydul, welche Verbindung auch beim Glühen des Oxydhydrats an der Luft entsteht. Das Kobaltoxyd ist eine nur schwache Basis. Von Salzsäure wird es unter Chlor-Entwickelung aufgelöst. Mit Oxalsäure verwandelt es sich, unter Kohlensäure-Entwickelung, in rosenrothes Oxydulsalz. Das Ammoniak zersetzt es nicht.

Kohlensaures Kobaltoxydul, bei Glühhitze unter Luftzutritt mit Kalihydrat geschmolzen, verwandelt sich in schwarze rhombische Krystalle, die bei Auflösung der Masse in Wasser zurückbleiben und aus $KO + 3Co^3O^5$ bestehen, (ob $\dot{K}\ddot{C}o + 2\dot{C}o^3\ddot{C}o$?).

Die Kobaltoxyde lösen sich in schmelzendem Glas mit tief blauer Farbe auf. Hierauf gründet sich die Anwendung des Kobalts als blaue Farbe zu Glas, auf Email, Porzellan und überhaupt Glasuren, und zur Darstellung der Smalte. Die *Smalte* wird auf den Blaufarbewerken bereitet durch Zusammenschmelzen der gerösteten Kobalterze mit Sand und Pottasche, und Pochen und Mahlen des tief blauen Glases. — Das schöne *Kobaltblau* wird erhalten durch Fällung eines Gemenges von Alaun- und Kobaltsalz-Lösung mit einem Gemenge von kohlensaurem und phosphorsaurem Natron und Glühen des Niederschlages. Ein gefälltes Gemenge von kohlensaurem Kobaltoxydul und Zinkoxyd wird beim Glühen grün.

Kobaltchlorür, $\mathrm{Co\bar{Cl}}$. Kobalt verbrennt beim Erhitzen in Chlorgas zu blauem Chlorür. Seine Auflösung ist rosenroth. Mit Krystallwasser bildet es granatrothe Krystalle. Mit concentrirter Salzsäure wird es tief blau, (sympathetische Dinte).

Schwefelsaures Kobaltoxydul, $\mathrm{\dot{Co}\dddot{S}} + 7\mathrm{aq.}$, bildet braunrothe Krystalle von der Form des Eisenvitriols.

Salpetersaures Kobaltoxydul, $\mathrm{\dot{Co}\dddot{\bar{N}}} + 6\mathrm{aq.}$, bildet rothe, zerfliessliche Prismen.

Salpetrigsaures Kobaltoxyd-Kali, $3\mathrm{\dot{K}\dddot{\bar{N}}} + \mathrm{\bar{Co}\dddot{\bar{N}}^2} + 2\mathrm{aq.}$, scheidet sich unlöslich als tief citrongelbes Pulver ab, wenn ein neutrales Kobaltoxydulsalz mit salpetrigsaurem Kali vermischt und dem Zutritt der Luft ausgesetzt wird.

Kobaltcyanür, $\mathrm{Co\bar{Cy}}$, durch Fällung von essigsaurem Kobaltoxydul mit Cyanwasserstoffsäure. Röthlichbrauner Niederschlag, verliert bei 250° 3 Aeq. Wasser und wird blau. Löst sich in erwärmtem Cyankalium unter Wasserstoff-Entwickelung zu $3\mathrm{K\bar{Cy}} + \mathrm{Co^2\bar{Cy}^3}$ auf, welches blassgelbe Krystalle bildet, isomorph mit Kaliumeisencyanid.

Kobaltammoniak-Verbindungen. Werden die Lösungen von Kobaltsalzen in Ammoniak der Luft ausgesetzt, so absorbiren sie, unter Aenderung der Farbe, Sauerstoff und bilden verschieden gefärbte Verbindungen, deren Natur

noch nicht mit Sicherheit gekannt ist, die aber jedenfalls weder gewöhnliche Ammoniak- noch gewöhnliche Ammonium-Verbindungen sein können. Das am leichtesten darstellbare Salz entsteht, wenn man eine mit etwas Salmiak versetzte Lösung von Kobaltchlorür in Ammoniak der Luft aussetzt, bis sie purpurroth geworden ist, dann mit Salzsäure sauer macht und kocht. Das Salz scheidet sich dabei als schön purpurrothes Krystallpulver aus. Durch Auflösen in siedendem, mit etwas Salzsäure versetztem Wasser kann es in glänzenden, dunkelrothen Quadratoctaëdern erhalten werden. In kaltem Wasser ist es unlöslich, von reinem siedenden wird es zersetzt. Beim Erhitzen für sich zerfällt es in Ammoniak, Salmiak und Kobaltchlorür. Beim Erhitzen in Wasserstoffgas hinterlässt es metallisches Kobalt.

Dieses Salz enthält die Elemente in solchen Verhältnissen, dass es als $5NH^3 + Co^2 Cl^3$ betrachtet werden könnte. Durch gleiche Behandlung von Kobalt-Sauerstoffsalzen entstehen analog zusammengesetzte Kobaltammoniak-Sauerstoffsalze, z. B. $5NH^3 + Co^2 O^3 NO^5$.

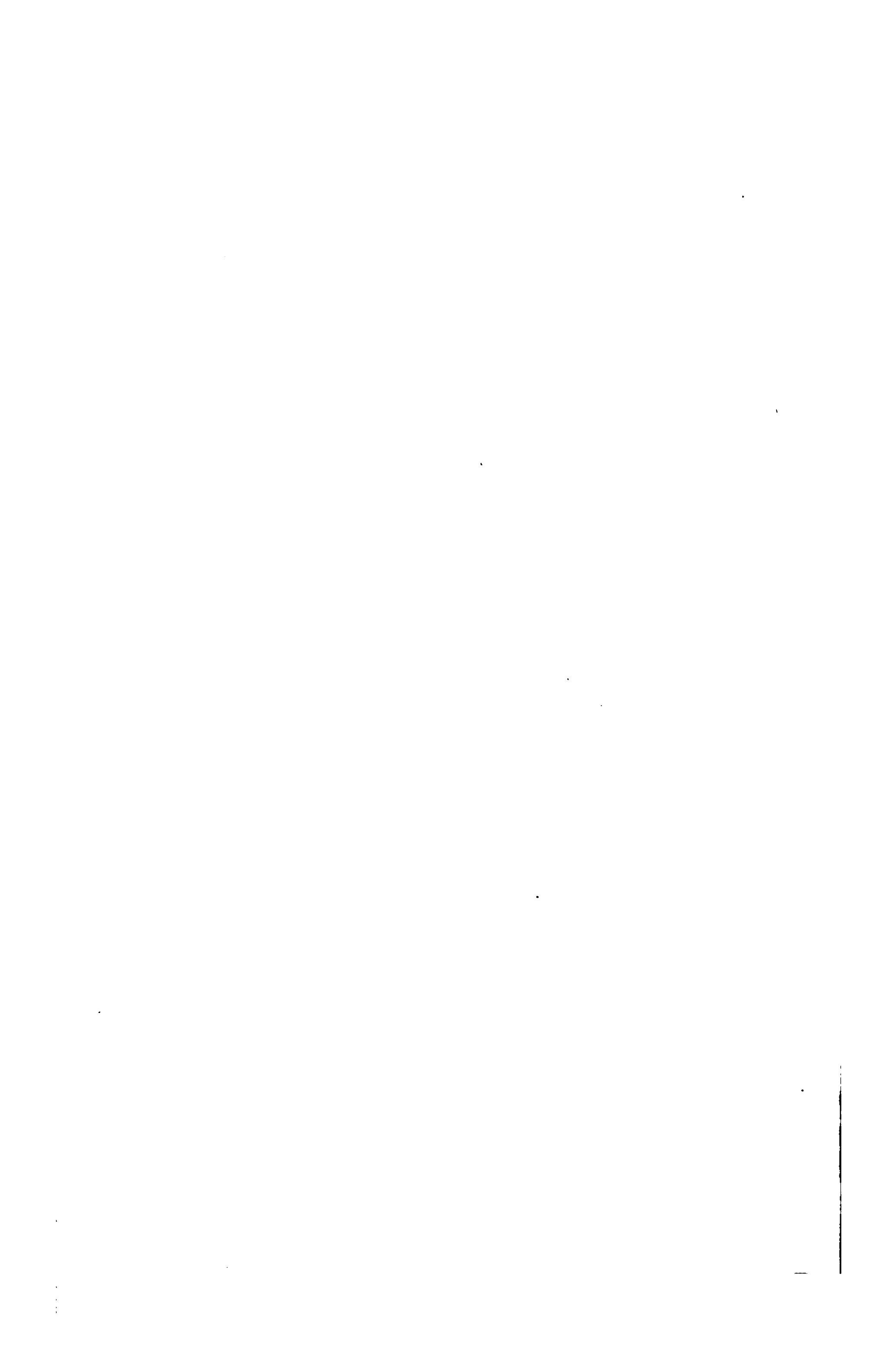
Arsenikkobalt, Co As, bildet das gewöhnlichste Kobalterz, den *Speiskobalt*. Zinnweiss, häufig krystallisirt. Ein anderes Kobalterz, welches ebenfalls bergmännisch gewonnen wird, ist der *Kobaltglanz*, $CoS^2 + Co As$, in röthlich silberweissen, stark glänzenden Würfeln und Octaëdern.

Zur Darstellung von reinem Kobaltmetall aus den Kobalterzen wird dasselbe Verfahren angewendet, wie zur Reinigung des Nickels. Auch kann dazu die Bildung des Ammoniakkobaltchlorürs oder des salpetrigsauren Oxyd-Doppelsalzes benutzt werden.

Die Anwendung der Kobalterze zu Smalte war schon im 16ten Jahrhundert bekannt; 1733 stellte Brandt das Metall daraus dar.

4. Mangan.

Vorkommen. Nicht gediegen; sehr selten als Schwefelmangan; hauptsächlich oxydirt; sehr verbreitet.



Darstellung. Durch Reduction eines mit Kohlenpulver gemengten reinen Manganoxyds in dem heftigsten Gebläsefeuer. (10 Th. Oxyd mit 1 Th. Kohle und 1 Th. calcinirtem Borax in einem Kohlentiegel.) Vollkommen rein und frei von Kohlenstoff, Silicium und Bor erhält man es nur, wenn reines Oxyd mit einer zur Reduction des ganzen Metallgehalts unzureichenden Menge von Zuckerkohle ohne weiteren Zusatz in einem Tiegel von gebranntem Kalk dem heftigsten Gebläsefeuer ausgesetzt wird.

Eigenschaften. Grauweisses, wenig glänzendes, weiches, sprödes Metall, von 8,0 spec. Gewicht; höchst strengflüssig. Oxydirt sich schnell in der Luft und in Wasser, unter Wasserstoffgas-Entwickelung, und zerfällt zu einem schwarzgrünen Pulver.

Oxyde. Das Mangan hat 5 Oxydationsstufen: Oxydul, Oxyd, Superoxyd, Mangansäure und Uebermangansäure, in denen sich die Sauerstoffmengen wie $1 : 1\frac{1}{2} : 2 : 3 : 3\frac{1}{2}$ verhalten.

a) *Manganoxydul*, $\dot{M}n$. Durch heftiges Glühen von Manganoxydhydrat oder Mangansuperoxyd in ganzen Krystallen in Wasserstoffgas gebildet, wird es in Pseudomorphosen von hell grüner Farbe erhalten; als hellgrünes Pulver durch Erhitzen des oxalsauren Manganoxyduls in einer Retorte. Verglimmt beim Erhitzen an der Luft zu braunem Oxydul-Oxyd. Ist die Basis der Manganoxydulsalze, aus denen es durch Kali als weisses Hydrat gefällt wird, das sich in Berührung mit der Luft schnell in schwarzbraunes Oxydhydrat verwandelt.

Die Manganoxydulsalze haben meist eine blassrosenrothe Farbe. Ihre Auflösungen geben mit kohlensauren, phosphorsauren und oxalsauren Alkalien einen weissen, mit Kaliumeisencyanür einen röthlichweissen, mit Ammonium-Sulfhydrat einen gelblich-fleischrothen, an der Luft braun werdenden Niederschlag. Von Schwefelwasserstoffgas werden sie nicht gefällt. Unterchlorigsaure Salze schlagen daraus schwarzbraunes Superoxydhydrat nieder.

Manganchlorür, MnCl. Rosenrothe, krystallinische,

in Glühhitze schmelzbare Masse. Zerfliesslich, in Wasser leicht löslich, woraus es in Verbindung mit 4 At. Wasser in rosenrothen Krystallen anschiesst. Entsteht durch Auflösung irgend eines der Oxyde in Salzsäure.

***Schwefelsaures Manganoxydul*, $\dot{\text{Mn}}\dddot{\text{S}}$, am leichtesten zu erhalten durch Erhitzen von Braunstein mit concentrirter Schwefelsäure, zuletzt bis zum schwachen Glühen, und Auflösen in Wasser. Je nach der Temperatur krystallisirt es mit 7 oder 5 At. Wasser, und bildet rosenrothe oder farblose Krystalle; mit 7 sind die Krystalle isomorph mit Eisenvitriol, mit 5 mit Kupfervitriol. Beim Erhitzen seiner concentrirten Lösung scheidet sich wasserfreies Salz aus.**

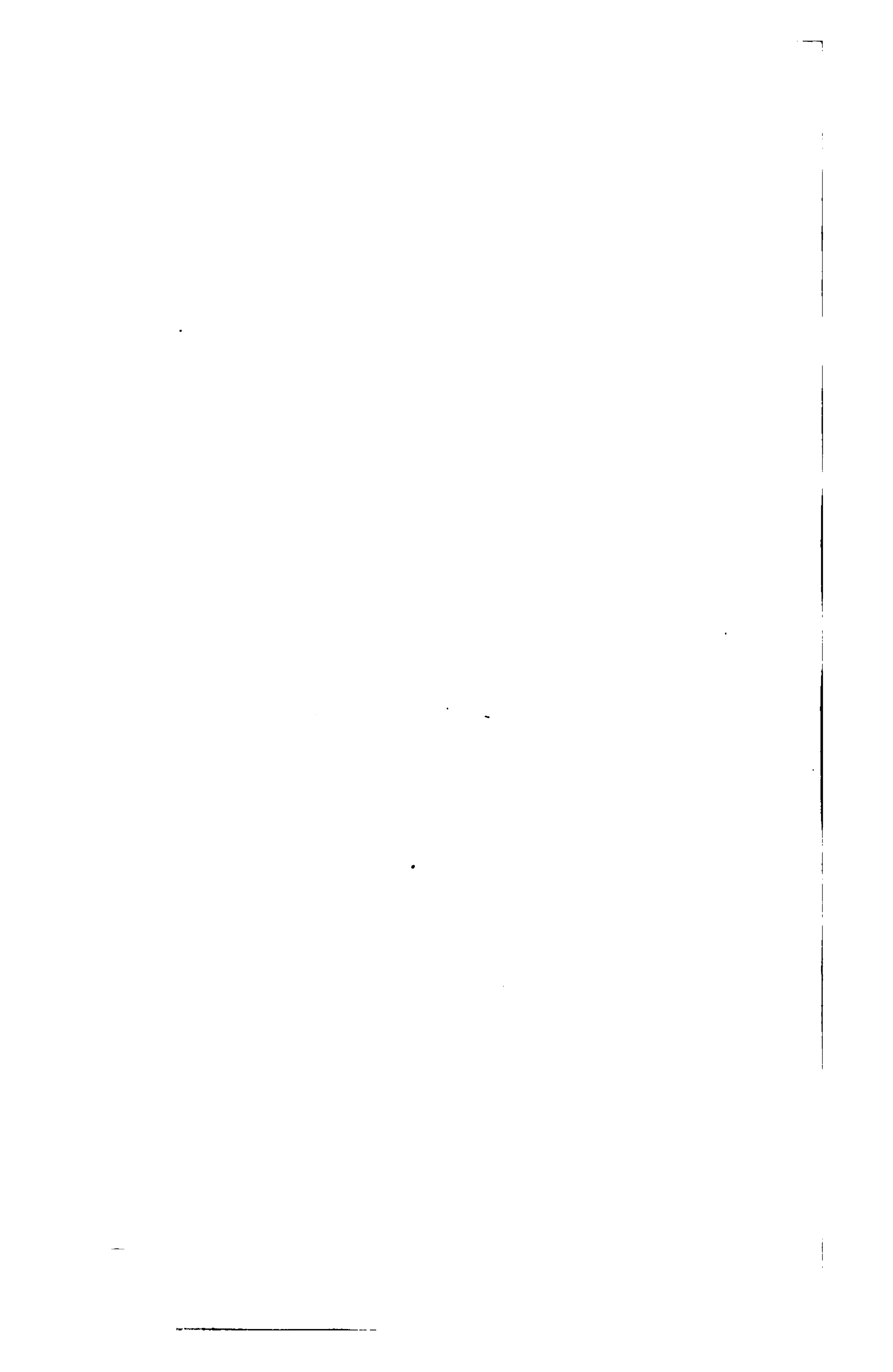
***Salpetersaures Manganoxydul*, $\dot{\text{Mn}}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{N}} + 6\text{aq}.$, entsteht durch Auflösung des Superoxyds in der Säure unter Zumischung von Oxalsäure oder Zucker. Farblose, zerfliessliche Prismen.**

***Kohlensaures Manganoxydul*, $\dot{\text{Mn}}\ddot{\text{C}}$, durch Fällung gebildet, weisses, an der Luft sich bräunendes Pulver. Kommt als Mineral in Rhomboëdern krystallisirt vor, häufig zusammen krystallisirt mit den isomorphen Carbonaten von Kalk, Magnesia und Eisenoxydul.**

***Oxalsaures Manganoxydul*, $2\dot{\text{Mn}}\dddot{\text{C}} + 5\text{aq}.$, aus kleinen Prismen bestehendes, blass rosenrothes Salz, welches aus löslichen Manganoxydulsalzen durch freie Oxalsäure gefällt wird.**

b) *Manganoxyd*, $\dddot{\text{Mn}}$. Findet sich krystallisirt als Mineral (*Braunit*). Schwarz. Schwache Basis; nur in wenigen Säuren ohne Zersetzung löslich. Das Manganoxydhydrat kommt als Mineral in dunkel eisenschwarzen Krystallen vor (*Manganit*); giebt ein braunes Pulver.

***Manganoxydul-Oxyd*, $\dot{\text{Mn}}\dddot{\text{Mn}}$; als Mineral krystallisirt (*Hausmannit*), bildet es schwarze, glänzende reguläre Octaëder. Das künstlich dargestellte, erhalten durch heftiges Glühen des Superoxyds, oder durch Glühen des koh-**



lensauren Oxyduls an der Luft, ist ein braunes Pulver. Färbt das Glas amethystfarben.

c) *Mangansuperoxyd*, $\ddot{Mn}$, Graubraunsteinerz, Braunstein, das häufigste Manganerz. Stahlgraue, glänzende Krystalle oder krystallinische Massen. Es enthält 36,64 Procent Sauerstoff. Bei gelindem Glühen verliert es $\frac{1}{4}$ oder 9 Procent und wird zu Oxyd, bei starkem Glühen $\frac{1}{3}$ oder 12 Procent und wird zu Oxyduloxyd, beim Glühen in Wasserstoffgas oder beim Erhitzen mit Schwefelsäure $\frac{1}{2}$ oder 18 Procent und wird zu reinem oder zu schwefelsaurem Oxydul. Als dunkelbraunes Hydrat wird es erhalten, wenn man essigsaures Manganoxydul mit kohlensaurem Natron fällt und in die Masse Chlorgas leitet. — Sein Verhalten zu Oxalsäure und schwefliger Säure siehe bei diesen. Der Braunstein wird bergmännisch gewonnen und zur Darstellung des Sauerstoffgases, des Chlors, bei der Glasfabrikation und als Farbe auf Porzellan und Glasuren gebraucht.

d) *Mangansäure*, $\dddot{Mn}$. Durch Zusammenschmelzen von gleichen Theilen Kalihydrat und feingeriebenem Braunstein entsteht eine schwarze Masse (*mineralisches Chamäleon*), mit der Wasser eine tief grüne Auflösung bildet, welche an der Luft schnell durch Blau, Violett und Purpur in Roth übergeht. Die grüne Auflösung enthält mangansaures Kali, welches in grünen Krystallen, von der Form des schwefelsauren Kali's, erhalten werden kann. Wegen ihrer sehr leichten Zersetzbarkeit konnte die Mangansäure noch nicht für sich dargestellt werden.

e) *Uebermangansäure*, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{Mn}}$. Die rothe Auflösung des mineralischen Chamäleons enthält übermangansaures Kali. Es krystallisirt in schwarzen Krystallen, isomorph mit überchlorsaurem Kali, giebt ein rothes Pulver und löst sich mit tief purpurrother Farbe in Wasser auf. Es entsteht aus dem mangansauren Kali, wenn man dieses in reinem Wasser auflöst, oder wenn man die grüne Auflösung des Chamäleons an der Luft stehen lässt, oder er-

hitzt oder mit einer verdünnten Säure vermischt, wobei sich stets braunes Mangansuperoxydhydrat abscheidet. Am leichtesten bildet es sich, wenn man ein inniges Gemenge von 5 Th. Kalihydrat, 3½ Th. chlorsaurem Kali und 4 Th. Braunstein bis zum schwachen Rothglühen erhitzt, die Masse alsdann mit vielem Wasser kocht, und das übermangansaure Kali krystallisiren lässt, oder wenn man 1 Th. Braunsteinpulver mit 2 Th. Salpeter glüht, die Masse in der 5fachen Menge Wassers löst, die Lösung mit Kohlensäuregas sättigt, von dem Superoxydhydrat abgiesst und in gelinder Wärme zur Krystallisation verdunstet.

Die Auflösung der reinen Uebermangansäure in Wasser ist prächtig roth; sie kann nicht concentrirt werden, weil sie sich schon bei gewöhnlicher Temperatur allmählig in Sauerstoffgas und Superoxyd zersetzt. Bei +40° geschieht diess sogleich. Wird übermangansaures Kali mit concentrirter Schwefelsäure übergossen, so zersetzt sich die als purpurrother Dampf frei werdende Säure unter Feuererscheinung in braunes flockiges Oxyd und Sauerstoffgas. Mit organischen Substanzen zersetzt sie sich äusserst leicht, darum kann sie, so wie ihre Salze und die mangansauren Salze, nicht durch Papier filtrirt werden. Mit schwefliger Säure verwandelt sie sich unter augenblicklicher Entfärbung in schwefelsaures Manganoxydul.

Schwefelmangan, MnS. In grünlich schwarzen, halb metallglänzenden Pseudomorphosen erhält man es durch Glühen von ganzen Krystallen von Manganit oder Braunstein in Schwefelkohlenstoffdampf. Es bildet ein Mineral, die *Manganblende*. Als grünes Pulver erhält man es durch Glühen von Braunstein mit Schwefel. Aus einer Manganoxydullösung durch Schwefelalkali gefällt ist es fleischfarben, an der Luft sich rasch zu braunem Oxydhydrat oxydirend. MnS^2 kommt als Mineral, *Hauerit*, vor, in braunschwarzen Octaëdern.

Kieselmangan. Dunkel stahlfarben, sehr politurfähig, härter als Stahl, so leicht schmelzbar wie Roheisen, von

7,2 spec. Gewicht, an der Luft und in Wasser unveränderlich, in Salzsäure löslich unter Entwickelung eines siliciumhaltigen Wasserstoffgases und Zurücklassung von Siliciumoxyd. Wird erhalten, indem man ein völlig trokkenes Gemenge von Manganchlorür, Wasserglas, Flussspath und Kochsalz mit Stücken von Natrium, anfangs gelinde, zuletzt zum Weissglühen erhitzt.

Der Braunstein wird schon seit den ältesten Zeiten zum Entfärben des Glases angewendet. 1774 erkannte ihn Scheele als eigenthümliches Metalloxyd. 1780 reducirte Gahn daraus zuerst das Metall.

5—7. Cerium, Lanthan, Didym.

Vorkommen. Sehr selten; stets zusammen in wenigen seltenen Mineralien; nur oxydirt, vorzüglich im *Cerit* (Silicat).

Die Eigenschaften dieser drei Metalle sind so ähnlich, dass es bis jetzt nur äusserst schwierig oder gar nicht möglich ist, sie vollständig von einander zu trennen. Was man früher unter braunem Ceroxyd verstand, ist ein Gemenge der Oxyde dieser drei Metalle. In Salzsäure löst dasselbe sich unter Chlor-Entwickelung auf. Schwefelsaures Kali fällt aus dieser Lösung alle drei Oxyde als weisse krystallinische Doppelsalze. Aus der gelben Lösung des Oxyds in Schwefelsäure fällt schwefelsaures Kali citrongelbe Doppelsalze.

Das Ceroxyd wurde 1803 von Berzelius und Hisinger und gleichzeitig von Klaproth entdeckt; Lanthan und Didym 1839 und 1842 von Mosander.

8. Zink.

Vorkommen. Vorzüglich als kohlensaures Zinkoxyd (Galmei) und als Schwefelzink (Blende).

Gewinnung im Grossen. Durch Destillation des gerösteten, mit Kohlenpulver gemengten Galmei's oder der

gerösteten Blende in thönernen, als Retorten dienenden Gefässen (Muffeln oder Röhren).

Eigenschaften. Blaulichweiss, stark glänzend, von grossblättrigem Gefüge; unter starken Hammerschlägen zerspringend; bei vorsichtigem Druck und 100° warm, völlig geschmeidig, zu Blech auswalzbar und zu Draht ziehbar. Spec. Gewicht 6,8. Schmilzt bei 360°, siedet in der Weissglühhitze, lässt sich also destilliren.

Zinkoxyd, $\dot{Z}n$. Es ist die einzige Oxydationsstufe des Zinks. Weisses, bei jedesmaligem Erhitzen vorübergehend gelb werdendes Pulver. Findet sich nicht selten im Mauerwerk der Hohöfen in blassgelben, glänzenden Krystallen. Das blanke Zink wird in der Luft grau; eben so bei gelindem Schmelzen. In der Glühhitze oder bei Gegenwart von Säuren zersetzt es mit grosser Leichtigkeit das Wasser, unter Bildung von Oxyd, ist daher in den meisten Säuren löslich. Auch in heisser Kalilauge ist es unter Wasserstoffentwickelung löslich, namentlich im Contact mit Eisen. Bis zum Sieden an der Luft erhitzt, entzündet sich das Zink und verbrennt mit blendend weisser Flamme zu weissem, flockigem Oxyd (Zinkblumen). Es wird als Farbe angewendet. Nur in starker Glühhitze in einem Strom von Wasserstoffgas reducirbar.

Schwefelzink, ZnS. Findet sich natürlich als *Blende*, in glänzenden, durchscheinenden, gelben, rothen, braunen bis schwarzen dodecaëdrischen Krystallen. Lässt sich nicht gut unmittelbar durch Zusammenschmelzen aus seinen Bestandtheilen zusammensetzen. Durch Reduction des schwefelsauren Salzes erhalten, bildet es ein blassgelbes Pulver. Schwer schmelzbar und oxydirbar.

Salze.

Farblos; schmecken widrig metallisch und sind brechenerregend. Sie sind isomorph mit den Magnesia-, Eisen-, Nickel- und Kobaltoxydul-Salzen. Alkalien fällen daraus weisses Zinkoxydhydrat, auflöslich in überschüssigem Alkali; die mit den stärkeren Säuren werden durch

Schwefelwasserstoff nicht gefällt, aber Schwefelalkalien fällen daraus weisses Schwefelzink. Aus seinen Auflösungen wird das Zink nur durch den electrischen Strom reducirt.

Chlorzink, $ZnCl$. Zinkspähne, in Chlorgas erhitzt, verbrennen darin unter Funkensprühen. Das Chlorzink ist grau, durchscheinend, bei 250° schmelzbar, bei Glühhitze flüchtig, in der Luft zerfliesslich. Bildet sich am leichtesten durch Auflösen von Zink in Salzsäure.

Jodzink, ZnJ. Beide Stoffe vereinigen sich leicht. Das Jodzink ist farblos, leicht schmelzbar, in glänzenden Krystallen sublimirbar. Zerfliesst an der Luft. In aufgelöster Form entsteht es durch Zusammenbringen von Jod und Zink mit Wasser.

Cyanzink, $ZnCy$. Weisses unlösliches Pulver. Wird erhalten durch Fällung von essigsaurem Zinkoxyd mit freier Cyanwasserstoffsäure. Es bildet mit anderen Cyanüren Doppelsalze, es ist daher löslich in Cyankalium, womit es eine octaëdrisch-krystallisirende, farblose Verbindung bildet.

Schwefelsaures Zinkoxyd, weisser Vitriol, $\dot{Z}n\dddot{S} + 7\,aq$. Grosse, durchsichtige, in Wasser leichtlösliche Krystalle; schmelzen beim Erwärmen und verlieren etwas über 100° 6 Atome Wasser. Mit diesem Wassergehalt erhält man das Salz in Krystallen, wenn man die Zinkvitriollösung bei 30° krystallisiren lässt. Entsteht bei Auflösung von Zink in verdünnter Schwefelsäure. Wird im Grossen gewonnen durch Rösten und Auslaugen blendehaltiger Erze, ist aber dann stets sehr unrein.

Schwefligsaures Zinkoxyd, $\dot{Z}n\ddot{S} + 2aq$. Kleine, schwerlösliche Krystalle.

Dithionigsaures Zinkoxyd, $\dot{Z}n\ddot{S}$. Zink löst sich ohne Gasentwickelung leicht in wässriger schwefliger Säure auf zu schwefligsaurem und unterschwefligsaurem Zinkoxyd. Ersteres krystallisirt heraus, letzteres bleibt aufgelöst. Beim Abdampfen zerfällt es in Schwefelzink und trithionsaures Zinkoxyd.

Kohlensaures Zinkoxyd, $\dot{Zn}\ddot{C}$, natürlich und krystallisirt als *Zinkspath*, derb als *Galmei*. Das durch Fällung eines Zinksalzes mit kohlensaurem Alkali erhaltene weisse, pulverförmige, kohlensaure Zinkoxyd ist eine Verbindung von neutralem kohlensauren Zinkoxyd mit Zinkoxydhydrat.

Kieselsaures Zinkoxyd, $\dot{Zn}^3\dddot{Si} + 2aq.$, bildet ein krystallisirtes Mineral, das *Zinkglas*.

Arsenikzink, $Zn^3\bar{As}$, entsteht, unter Feuererscheinung, beim Erhitzen von 4 Th. Zink mit 3 Th. Arsenik. Grau, metallisch, spröde, entwickelt mit Salzsäure Arsenikwasserstoffgas.

Antimonzink, $Zn^3\bar{Sb}$, entsteht durch Zusammenschmelzen beider. Zinnweiss, krystallinisch, entwickelt in siedendem Wasser, ohne Säure-Zusatz, reines Wasser stoffgas.

Das Zink wird erst seit der Mitte des vorigen Jahrhunderts in Europa gewonnen, wiewohl es schon viel früher bekannt war und der Galmei schon im Alterthum zur Messing-Fabrication angewendet wurde.

9. Kadmium.

Vorkommen. Sehr sparsam, bis jetzt fast nur als Einmengung in den Zinkerzen. Wird in kleiner Menge als Nebenproduct bei der Zinkgewinnung erhalten.

Eigenschaften. Dem Zink ähnlich, jedoch weisser, weicher und auch in der Kälte vollkommen geschmeidig; specifisches Gewicht 8,6. Knirscht beim Biegen. Leicht schmelzbar und flüchtiger als Zink. Verbrennt beim Erhitzen an der Luft zu Oxyd. Zersetzt das Wasser weniger leicht als Zink.

Das *Kadmiumoxyd*, $\dot{Cd}$, ist das einzige Oxyd dieses Metalls. Im krystallinischen Zustand blauschwarz, im pulverförmigen braun. In letzterem zieht es an der Luft Kohlensäure an und wird weiss. Seine Salze sind farblos. Aus den löslichen reducirt Zink metallisches Kadmium.

Alkalien fällen daraus weisses Oxydhydrat, unlöslich in kaustischem Kali, und Schwefelwasserstoff pomeranzengelbes Schwefelkalium.

Das *Schwefelkadmium*, CdS, ist durch seine schöne gelbe Farbe die ausgezeichnetste Kadmium-Verbindung, die auch als haltbare Malerfarbe anwendbar ist und als krystallisirtes Mineral (*Gresnockit*) vorkommt.

Chlorkadmium, $CdCl$, ist leicht schmelzbar, flüchtig, erstarrt zu einer perlglänzenden, krystallinischen Masse, in Wasser leicht löslich.

Jodkadmium, CdI, sehr leicht schmelzbar, bildet grosse, perlglänzende, luftbeständige Krystalle; in Wasser leicht löslich.

Cyankadmium, $CdCy$, ist weiss, in Wasser unlöslich. Mit Cyankalium bildet es ein in Octaëdern krystallisirendes, mit dem entsprechenden Zinksalz isomorphes Doppelcyanür. Schwefelwasserstoff fällt daraus alles Kadmium.

1818 gleichzeitig von Stromeyer und Hermann entdeckt.

III. Gruppe der Metalle.

1. Blei.

Vorkommen. Am häufigsten als Schwefelblei (Bleiglanz); ausserdem als Oxyd in Verbindung mit vielen Säuren.

Gewinnung aus Bleiglanz. Das Erz wird geröstet und dadurch ein Gemenge von Bleioxyd, schwefelsaurem Bleioxyd und unverändertem Schwefelblei gebildet. Dies wird in Schacht- oder Flammöfen bei höherer Temperatur geschmolzen, wodurch sich die drei Gemengtheile wechselseitig in schweflige Säure und metallisches Blei, welches sich geschmolzen ansammelt, zersetzen. Das fremde Gestein schmilzt zu Schlacke. Noch unzersetzt bleibendes Schwefelblei (Bleistein) wird von Neuem geröstet und verschmolzen. Ein anderes Verfahren besteht darin, dass ungerösteter Bleiglanz in Schachtöfen mit Eisen geschmolzen wird, wodurch Blei, Schwefeleisen und Schlacke entstehen.

Gold- und silberhaltiges Blei wird auf *Treibheerden* oxydirt, wobei Gold und Silber zurückbleiben. Das abgeflossene Bleioxyd (*Bleiglätte*) wird durch Schmelzen mit Kohle wieder reducirt (das *Glättefrischen*).

Eigenschaften. Blaugrau, stark glänzend, sehr weich, abfärbend; lässt sich in dünne Blätter auswalzen, aber wegen seiner geringen Festigkeit nicht zu sehr feinem Draht ausziehen; spec. Gewicht 11,4. Schmilzt bei 335°; verdampft in der Weissglühhitze.

Oxyde. Das Blei hat vier Oxyde, ein Suboxyd, ein basisches Oxyd, ein Sesquioxyd und ein Superoxyd. —

In der Luft läuft blankes Blei bald an. Beim Schmelzen bedeckt es sich mit einer grauen Haut und verwandelt sich allmählig in ein gelblichgraues Pulver, *Bleiasche*, ein Gemenge von Suboxyd und Oxyd, welches beim längeren Erhitzen vollständig zu gelbem Oxyd wird. Das Blei zersetzt nicht das Wasser, oxydirt sich aber darin bei gleichzeitiger Einwirkung der Luft, und löst sich selbst in geringer Menge in reinem Wasser auf. In Salpetersäure ist es leicht löslich, in Schwefelsäure unauflöslich. Die Bleioxyde sind durch Kohle und Wasserstoffgas sehr leicht reducirbar.

a) *Bleisuboxyd*, $\mathrm{Pb}^2\mathrm{O}$, sammtschwarzes Pulver, leicht verbrennlich, entsteht durch Erhitzen von oxalsaurem Bleioxyd ohne Luftzutritt bei 300°. Zerfällt mit Säuren in Blei und Bleioxyd.

b) *Bleioxyd*, $\dot{\mathrm{Pb}}$. Gelbes schweres Pulver; in Rothglühhitze schmelzbar und zu einer gelben oder röthlichen, blättrigen, schweren Masse erstarrend. Wird in diesem Zustand, aber mit Kieselsäure, Kupferoxyd etc. verunreinigt, im Grossen als *Bleiglätte* gewonnen; im pulverförmigen Zustand, als *Massicot*, durch gelindes Schmelzen von Blei an der Luft; ferner durch gelindes Glühen des kohlensauren oder salpetersauren Bleioxyds.

Das Bleioxydhydrat ist weiss. Man erhält es durch Fällung von essigsaurem Bleioxyd mit einem kleinen Ueberschuss von kaustischem Natron und sorgfältiges Auswaschen. Es ist im Ueberschuss von Alkali, auch von Kalkhydrat, löslich. Beim Erhitzen scheidet sich daraus wasserfreies Bleioxyd krystallinisch ab.

c) *Sesquioxyd*, $\dddot{\mathrm{Pb}}$. Röthlichgelbes Pulver. Verbindet sich nicht mit Säuren, sondern zerfällt, in Berührung damit, in sich auflösendes Oxyd und in zurückbleibendes Superoxyd. Bildet sich beim Vermischen einer kalten Auflösung von Bleioxyd in Kali mit unterchlorigsaurem Natron.

Mennige, $\dot{\mathrm{Pb}}+\dddot{\mathrm{Pb}}$, eine Verbindung der beiden vorhergehenden Oxydationsstufen. Lebhaft rothes, schweres Pulver. Wird im Grossen erhalten durch längeres gelindes

Glühen von geschlämmtem Bleioxyd an der Luft. — Zersetzt sich in starker Glühhitze, wie das Sesquioxyd, in Oxyd und Sauerstoffgas; durch Salpetersäure in salpetersaures Oxyd und braunes Superoxyd. Wird als Farbe gebraucht.

d) *Superoxyd*, $\ddot{P}b$. Dunkelbraunes Pulver. Wird durch Einwirkung von Salpetersäure auf Mennige bereitet, oder dadurch, dass man eine Lösung von essigsaurem Bleioxyd mit kohlensaurem Natron fällt und in diese Masse Chlorgas leitet. In compacten braunschwarzen Massen bildet es sich am positiven Pol bei der Zersetzung einer Lösung von salpetersaurem Bleioxyd durch den electrischen Strom. Zersetzt sich im Glühen wie die Mennige; entzündet beim Zusammenreiben Schwefel; wird in schwefligsaurem Gas glühend, und verwandelt sich in weisses, schwefelsaures Oxyd; giebt mit Salzsäure Chlorblei, Wasser und Chlorgas.

Schwefelblei, PbS. Als Mineral bildet es den *Bleiglanz*; dunkel bleigrau, stark glänzend; krystallisirt in Würfeln, nach den Würfelflächen spaltbar; von 7,585 spec. Gewicht. Viel schwerflüssiger als Blei, krystallinisch erstarrend. Bildet sich beim Erhitzen von Blei mit Schwefel, ferner als schwarzer Niederschlag durch Fällung eines Bleisalzes mit Schwefelwasserstoffgas. Verwandelt sich mit concentrirter Salpetersäure in schwefelsaures Bleioxyd. Giebt beim Glühen mit Bleioxyd oder schwefelsaurem Bleioxyd schweflige Säure und metallisches Blei, beim Erhitzen mit concentrirter Salzsäure, Chlorblei und Schwefelwasserstoff.

Selenblei, PbSe. Höchst ähnlich dem Schwefelblei.

Antimonblei. Gleiche Gewichtstheile Blei und Antimon schmelzen zu einer spröden, blättrigen Masse zusammen. Aus 1 Theil Antimon und 3 bis 4 Theilen Blei bestehen die Buchdruckerlettern.

Salze.

Meist farblos; die auflöslichen schmecken süss zusammenziehend; sie werden gefällt: durch Schwefelsäure

und schwefelsaure Salze weiss, durch kaustische, kohlensaure, oxalsaure und phosphorsaure Alkalien weiss, durch Jodkalium gelb, durch Chlornatrium weiss, durch Schwefelwasserstoff schwarz, durch Zink metallisch, in glänzenden Blättern (Bleibaum). Die Bleisalze sind giftig und verursachen eine eigene Krankheit, die Bleikolik.

Chlorblei, $\mathrm{Pb}\overline{\mathrm{Cl}}$. Krystallisirt in weissen, glänzenden Prismen, schmilzt leicht zu einer weissen, durchscheinenden, zähen Masse. In Wasser sehr schwerlöslich. Bildet sich als dicker, krystallinischer Niederschlag bei Vermischung eines aufgelösten Bleisalzes mit Salzsäure oder Kochsalzlösung.

Bleioxyd-Chlorblei, bildet eine schmelzbare, schwere, krystallinische Masse von gelber Farbe; unter dem Namen *Cassler-* oder *Mineral-Gelb*, als Farbe angewandt. Wird erhalten durch Glühen von 1 Salmiak mit 4 Mennige.

Bromblei, $\mathrm{Pb}\overline{\mathrm{Br}}$; — wie Chlorblei.

Jodblei, $\mathrm{Pb}\overline{\mathrm{I}}$. Schön gelbes, in kaltem Wasser kaum lösliches Pulver. Krystallisirt aus der kochendheiss gemachten Lösung in goldgelben, glänzenden Blättern. In ausgebildeten Krystallen entsteht es, wenn man eine Bleiplatte in Jodwasserstoffsäure stehen lässt.

Fluorblei, $\mathrm{Pb}\overline{\mathrm{F}}$. Weisses, leicht schmelzbares Pulver.

Cyanblei, $\mathrm{Pb}\overline{\mathrm{Cy}}$, und *Bleieisencyanür*, $2\mathrm{Pb}\overline{\mathrm{Cy}}+\mathrm{Fe}\overline{\mathrm{Cy}}$, weisse Pulver.

Schwefelsaures Bleioxyd, $\dot{\mathrm{Pb}}\dddot{\mathrm{S}}$. Als Mineral in farblosen Krystallen (Bleivitriol); das künstlich dargestellte ein weisses, unlösliches Pulver, ohne Zersetzung schmelzbar. Zu gleichen Atomgewichten mit Kohle langsam erhitzt wird es zu metallischem Blei reducirt unter Bildung von Kohlensäure und schwefliger Säure. Mit Cyankalium geschmolzen, wird das Blei daraus vollständig reducirt. Leicht löslich in einem Gemische von weinsaurem Ammoniak und Ammoniak.

Dithionsaures Bleioxyd, $\dot{\mathrm{Pb}}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\overline{\mathrm{S}}}+4aq$. Leicht löslich und krystallisirbar.

Selensaures Bleioxyd, $\dot{P}b\ddot{\ddot{S}}e$, ganz ähnlich dem schwefelsauren.

Salpetersaures Bleioxyd, $\dot{P}b\ddot{\ddot{\overline{N}}}$. Farblose, meist undurchsichtige, octaëdrische Krystalle, ohne Wasser; in Wasser löslich, in Salpetersäure unlöslich. Die Säure bildet ausserdem mit Bleioxyd mehrere basische Salze, wie z. B. die, welche aus der Lösung des neutralen Salzes durch Ammoniak gefällt werden.

Untersalpetersaures Bleioxyd, $\dot{P}b^2\overline{\dddot{N}} + 4aq. (= \dot{P}b^2\overline{\dddot{N}} + \dot{P}b^2\overline{\ddot{N}}?)$. Gelbe, glänzende, in Wasser schwer lösliche Krystallblätter. Entsteht durch Erhitzen einer Auflösung von 100 Th. salpetersaurem Bleioxyd mit 63 Th. Blei bei 70°, bis die Flüssigkeit gelb geworden ist. Bei anderen Verhältnissen und Temperaturen entsteht ein basischeres pomeranzengelbes oder ein fleischrothes basisches *salpetrigsaures* Salz.

Phosphorsaures Bleioxyd, $\dot{P}b^2\overline{\ddot{\ddot{P}}}$. Durch Fällung von essigsaurem Bleioxyd mit phosphorsaurem Natron. Weisser Niederschlag. Schmilzt auf Kohle unter Reduction von ¼ Blei zu krystallinisch erstarrendem $2PbO.\overline{P}O^5$. Die als krystallisirte Mineralien vorkommenden Varietäten des *Pyromorphits* (Grün- und Braunbleierz) sind Verbindungen von Chlorblei mit phosphorsaurem (oder arseniksaurem) Bleioxyd, $Pb\overline{Cl} + 3\dot{P}b^3\overline{\ddot{\ddot{P}}}$.

Kieselsaures Bleioxyd. Kieselsäure und Bleioxyd schmelzen in vielerlei Verhältnissen leicht zu gelben, schweren Gläsern zusammen. Schmelzendes Bleioxyd löst die Masse der Thontiegel auf. Kieselsaures Bleioxyd ist ein wesentlicher Bestandtheil des Krystall- und Flintglases (S. 144), und der Glasur von Steingut, Fayence und gewöhnlicher Töpferwaare. Zu einem ähnlichen durchsichtigen, amorphen Glase schmilzt das *borsaure Bleioxyd*.

Kohlensaures Bleioxyd, $\dot{P}b\ddot{C}$. Kommt natürlich und krystallisirt vor als *Weissbleierz*. Das durch Fällung dargestellte ist ein schweres, weisses, in Wasser unlösliches Pulver. Das *Bleiweiss*, diese allgemein angewandte weisse

Farbe, ist $\dot{\text{Pb}}\dot{\text{H}}+2$ oder 3 $\dot{\text{Pb}}\ddot{\text{C}}$. Wird im Grossen gewonnen: *a*) indem man aufgerollte Bleiplatten in bedeckten Töpfen der Einwirkung von Essigdämpfen, Luft und Kohlensäure aussetzt; *b*) indem man durch eine Auflösung von basischem essigsauren Bleioxyd Kohlensäuregas leitet. — Das gewöhnliche käufliche Bleiweiss ist meist mit Schwerspath oder Kreide versetzt.

Oxalsaures Bleioxyd, $\dot{\text{Pb}}\dddot{\text{C}}$; unauflösliches weisses Pulver. Wird durch freie Oxalsäure aus anderen Bleisalzen gefällt; (siehe Suboxyd).

Bleisulfantimonit, $\overset{,}{\text{Pb}}\overset{,,,}{\text{Sb}}$, bildet ein in stahlgrauen, glänzenden Krystallen vorkommendes Mineral, den *Zinkenit*.

Das Blei bildet mit mehreren Metallen Legirungen.

Seit den ältesten Zeiten bekannt.

2. Wismuth.

Vorkommen. Nur sparsam; meist gediegen; ausserdem als Schwefelwismuth.

Darstellung im Grossen. Durch Ausschmelzen (Aussaigern) des gediegenen Wismuths bei gelinder Hitze aus der Gangart.

Eigenschaften. Weiss, in's Röthliche; von blättrig-krystallinischem Gefüge; rhomboëdrisch krystallisirend, wenig hart; spröde; 9,799 spec. Gew.; schon bei 264° schmelzbar; in Weissglühhitze flüchtig. Das Wismuth hat ein Oxydul, ein Oxyd und eine Säure.

a) *Wismuthoxydul*, Bi, ist ein schwarzgraues, krystallinisches Pulver, welches sich sehr leicht höher oxydirt und durch Säuren in Metall und Oxyd zerfällt. Es entsteht, wenn man die gemischten Lösungen von Chlorwismuth und Zinnchlorür in überschüssige Kalilauge giesst.

b) *Wismuthoxyd*, $\dddot{\text{Bi}}$. Entsteht durch Schmelzen des Metalls an der Luft. Am besten erhält man es durch Erhitzen des basischen salpetersauren Salzes. Gelbes Pulver zu einer gelben, schweren Masse schmelzbar. Durch

Kohle leicht reducirbar. Schwache Salzbasis; bildet sich bei Auflösung des Metalles in Salpetersäure.

Die Wismuthsalze sind farblos, und die meisten werden durch Wasser in pulverförmig niederfallendes, unlösliches basisches Salz und aufgelöst bleibendes saures zersetzt; so das schön krystallisirende salpetersaure, dessen Auflösung beim Eingiessen in Wasser ein krystallinisch werdendes, weisses basisches Salz (Magisterium bismuthi) fallen lässt. Durch Zink wird das Wismuth metallisch niedergeschlagen; durch Schwefelwasserstoff als schwarzbraunes Schwefelwismuth; durch kaustische Alkalien als weisses Hydrat.

c) *Wismuthsäure*, $\dddot{\bar{Bi}}$, entsteht, wenn man in ein Gemenge von sehr concentrirter Kalilauge und Wismuthoxydhydrat, erhalten durch Fällung von salpetersaurem Salz mit überschüssiger Kalilauge, Chlorgas leitet. Die entstandene dunkelrothe Wismuthsäure wird durch Behandlung mit Salpetersäure von Kali, chloriger Säure und Wismuthoxyd befreit. In Wasser unlösliches, rothes Pulver, im Glühen zersetzbar, entwickelt mit Salzsäure Chlor. Die Lösung des wismuthsauren Kali's ist roth. Die Wismuthsäure verbindet sich in mehreren Verhältnissen mit Wismuthoxyd zu braunen und rothen Verbindungen.

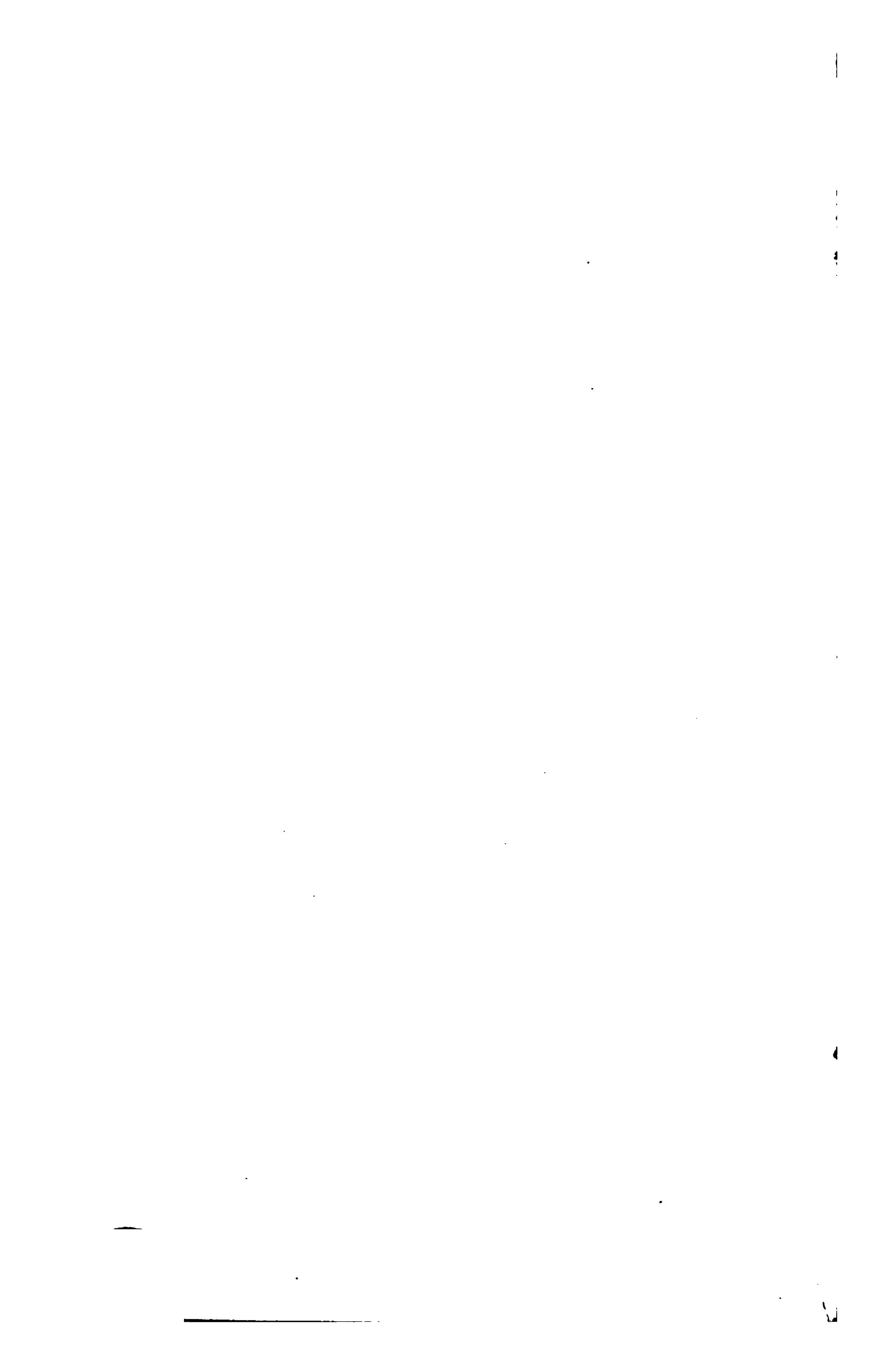
Schwefelwismuth, $\bar{Bi}S^3$, sehr krystallinisch, licht bleigrau. Bildet den krystallisirten *Wismuthglanz*.

Tellurwismuth, $\bar{Bi}Te^3$, bildet ein seltenes Mineral in bleigrauen Krystallen, den *Tetradymit*.

Chlorwismuth, $\bar{Bi}\bar{Cl}^3$. Wismuth verbrennt bei gewöhnlicher Temperatur im Chlorgas zu grauweissem, sehr leicht schmelzbarem, flüchtigem, zerfliesslichem Chlorwismuth. Aus einer Auflösung von Wismuth in Königswasser fällt Wasser ein blendend weisses basisches Salz.

Das Wismuth wird zum Löthen und zur Darstellung leichtflüssiger Metallgemische gebraucht. 2 Theile Wismuth, 1 Blei und 1 Zinn bilden eine so leichtflüssige Legirung, dass sie schon in siedendem Wasser schmilzt.

Seit dem 16. Jahrhundert bekannt.



3. Kupfer.

Vorkommen. Ziemlich häufig; gediegen, oxydirt, in Verbindung mit Säuren; am häufigsten als Schwefelkupfer, theils für sich, theils in Verbindung mit anderen Schwefelmetallen; das häufigste Kupfererz ist der Kupferkies (Schwefelkupfer mit Schwefeleisen).

Gewinnung aus schwefelkupferhaltigen Erzen. Zuerst werden die Erze geröstet, dann mit quarzhaltigen Zuschlägen geschmolzen, wodurch sich das oxydirte Eisen mit der Kieselsäure verschlackt, und ein kupferreicheres Schwefelkupfer, der *Kupferstein*, erhalten wird. Der Kupferstein wird wieder geröstet und die oxydirte Masse mit Kohle und kieselhaltigen Zuschlägen geschmolzen, wodurch das *Schwarzkupfer*, ein mit wenig Schwefel, Eisen und anderen Metallen verunreinigtes Kupfer, erhalten wird. Dieses wird zuletzt einer Reinigung (*Gaarmachen*) durch längeres Schmelzen vor einem Gebläse unterworfen. Das erstarrende Kupfer wird in Scheiben abgehoben (*Rosette-Kupfer*).

Eigenschaften. Hell röthlichbraun, stark glänzend; krystallisirt in Würfeln; sehr geschmeidig und dabei sehr fest; lässt sich zu sehr feinem Draht ausziehen und zu sehr dünnen Blättchen ausschlagen. Spec. Gewicht des geschmolzenen 8,788, des geschmiedeten 8,878. Schmilzt bei anfangender Weissglühhitze. Bedeckt sich beim Glühen in der Luft mit einer braunen oder schwarzen, in Schuppen abspringenden Rinde von Oxydul oder Oxyd (Kupferhammerschlag). Bedeckt sich in feuchter Luft mit grünem kohlensauren Oxyd (*Grünspahn*). — Zersetzt nicht das Wasser, löst sich daher nicht in verdünnter Schwefelsäure auf; zersetzt aber, besonders in Berührung mit Platin, die Salzsäure unter Entwickelung von Wasserstoffgas und Bildung von Chlorür. Leicht auflöslich in Salpetersäure. Mit blauer Farbe löslich in Ammoniak bei Luftzutritt unter Bildung von salpetriger Säure.

Verbindungen des Kupfers.

Oxyde. Das Kupfer hat drei Oxyde, ein Oxydul, ein Oxyd und eine Säure; für sich bei keiner Temperatur reducirbar, aber sehr leicht durch Kohle und Wasserstoffgas.

a) *Kupferoxydul*, $\dot{\bar{\mathrm{C}}}\mathrm{u}$, kommt in rothen, durchscheinenden Octaëdern oder braunrothen derben Massen als *Rothkupfererz* natürlich vor. Wird erhalten durch Schmelzen von Kupferchlorür mit kohlensaurem Natron; beim Auflösen des gebildeten Kochsalzes in Wasser bleibt das Oxydul als ein schön braunrothes Pulver zurück. Von noch schönerer Farbe wird es erhalten, wenn man Zucker in einer Lösung von schwefelsaurem Kupferoxyd auflöst, kaustisches Kali im Ueberschuss zumischt und die blaue Lösung rasch zum Sieden erhitzt. Wird durch verdünnte Säuren in metallisches Kupfer und sich auflösendes Oxyd zersetzt. Sein Hydrat, erhalten durch Zersetzung des weissen Chlorürs mit Kali ist citrongelb, wird aber an der Luft rasch blau. Dss Kupferoxydul färbt die Glasflüsse blutroth.

b) *Kupferoxyd*, $\dot{\mathrm{C}}\mathrm{u}$. Schwarzes Pulver. Findet sich ebenfalls als Mineral in schwarzen derben Massen. Wird erhalten durch Glühen von Kupferdrehspähnen an der Luft, oder durch Auflösen von Kupfer in Salpetersäure und Glühen des Salzes, oder durch Glühen von kohlensaurem Kupferoxyd. — Es ist die stärkere Base. Aus den Auflösungen seiner Salze wird es durch kaustisches Kali als schön blaues Hydrat gefällt, welches aber schon in kochendem Wasser $\frac{3}{4}$ seines Wassergehalts verliert und schwarzbraun wird. Dieses Hydrat wird als blaue Farbe gebraucht. — Das Kupferoxyd färbt die Glasflüsse grün.

c) *Kupfersäure*, $\dddot{\bar{\mathrm{C}}}\mathrm{u}$, für sich nicht darstellbar, sondern nur an Basen gebunden zu erhalten, womit sie tief rothe, höchst unbeständige Salze bildet. Entsteht durch Einwirkung von unterchlorigsaurem Alkali auf Kupferoxydhydrat.

Schwefelkupfer, $\mathrm{\acute{\bar{C}}u}$ oder das dem Oxydul entsprechende, findet sich natürlich und krystallisirt als *Kupferglanz;* entsteht durch Zusammenschmelzen von Kupfer mit Schwefel unter Feuer-Erscheinung. Dunkel bleigrau, weich, leicht schmelzbar. Bildet in Verbindung mit Schwefeleisen den messinggelben *Kupferkies*, $Cu^2S + Fe^2S^3$. Der schwarze Niederschlag in Kupferoxydsalzen durch Schwefelwasserstoff ist CuS. Beim Erhitzen verwandelt es sich in Cu^2S.

Stickstoffkupfer, $Cu^6\bar{N}$, entsteht durch Erhitzen von Kupferoxyd in Ammoniakgas bei höchstens 250° Temperatur. Schwarzes Pulver, zerlegt sich bei 300° unter Feuererscheinung in Stickgas und Kupfer.

Phosphorkupfer, $Cu^6\bar{P}$? Hell stahlfarben, sehr politurfähig, spröde, sehr hart, läuft aber an der Luft an. Kann durch unmittelbare Vereinigung, oder durch Schmelzen von Kupfer mit Knochenpulver, Sand und Kohle erhalten werden.

Arsenikkupfer, $Cu^6\bar{As}$? sehr ähnlich dem vorhergehenden.

Antimonkupfer, violett, metallisch-glänzend, blättrig, spröde.

Salze.

Die Kupferoxydsalze sind im wasserhaltigen Zustand blau oder grün, im wasserfreien meist farblos; schmecken unangenehm metallisch und sind heftige Gifte. Aus ihren Auflösungen reduciren Eisen, Zink und Phosphor metallisches Kupfer. Durch einen electrischen Strom wird es in krystallinischer, compacter, schmiedbarer Form gefällt. Sie werden ferner gefällt: durch Kaliumeisencyanür braunroth, durch Schwefelwasserstoffgas schwarz, und mit überschüssigem Ammoniak bilden sie eine prächtig tief blaue Auflösung. — Auch das Oxydul bildet Salze; sie sind farblos oder roth; nur wenige sind bekannt; sie verwandeln sich leicht in basische Oxydsalze. Alkalien scheiden daraus gelbes Oxydulhydrat ab.

Chlorkupfer. Erhitzter dicker Kupferdraht, in Chlorgas geführt, wird glühend und verwandelt sich in herabschmelzendes Chlorür. Das Chlorür, $\overline{\mathrm{Cu}}\overline{\mathrm{Cl}}$, ist nach dem Schmelzen eine blassgelbe, krystallinische Masse; wird in der Luft grün. Als weisses Pulver oder in kleinen, glänzenden, farblosen Tetraëdern erhält man es durch Erhitzen der Chloridlösung mit Kupfer, oder durch Vermischen der Chloridlösung mit Zinnchlorür, oder durch Sättigen der vermischten Auflösungen von =Aeq. Kochsalz und Kupfervitriol mit schwefliger Säure. In Wasser unlöslich, in Salzsäure ohne Farbe löslich. — Das Chlorid, $\mathrm{Cu}\overline{\mathrm{Cl}}$, entsteht durch Auflösen von Kupferoxyd in Salzsäure. Die concentrirte Lösung ist grün und bildet Krystalle von $\mathrm{Cu}\overline{\mathrm{Cl}} + 2$aq.; die verdünnte blau; giebt beim Verdunsten zur Trockne braungelbes Chlorid, welches sich in der Hitze in Chlorür und Chlorgas zersetzt.

Kupferjodür, $\overline{\mathrm{Cu}}\overline{\mathrm{I}}$, scheidet sich als weisses Pulver aus, wenn man eine mit schwefliger Säure vermischte Kupferoxydlösung mit einer Lösung von Jodkalium vermischt und erhitzt.

Cyankupfer. Blausäure entwickelt mit dem Kupferoxydhydrat und kohlensaurem Kupferoxyd Cyangas, und bildet damit ein hellgrünes krystallinisches Cyanür-Cyanid. Aus essigsaurem Kupferoxyd wird es durch freie Blausäure gefällt. Mit schwefliger Säure übergossen wird es zu weissem Cyanür, $\overline{\mathrm{Cu}}\overline{\mathrm{Cy}}$. Blausäure, zu einem Kupferoxydsalze gemischt, dem zuvor schweflige Säure zugesetzt ist, fällt daraus weisses Cyanür, in dicken, käseähnlichen Flocken. Bildet mit den Cyanalkalien farblose, krystallisirende Doppelcyanüre, aus denen weder durch Eisen noch durch Schwefelwasserstoff das Kupfer gefällt wird.

Schwefelsaures Kupferoxyd, $\dot{\mathrm{Cu}}\dddot{\mathrm{S}} + 5$aq., Kupfervitriol, blauer Vitriol. Grosse, blaue, durchsichtige Krystalle, oberflächlich verwitternd, in 4 Th. kalten, 2 Th. heissen Wassers löslich. Enthält 36 Proc. Krystallwasser, nach dessen Verlust es weiss wird. Entsteht durch Auflösen von Kupfer in heisser Schwefelsäure. Wird im Grossen gewonnen durch Rösten von Schwefelkupfer und Auslau-

gen, oder durch Einwirkung von verdünnter Schwefelsäure auf Kupferblech bei Zutritt der Luft. Wird hauptsächlich in der Färberei und zur Darstellung grüner und blauer Farben gebraucht. — Das käufliche ist stets eisenhaltig.

Schwefelsaures Kupferoxyd-Ammoniak, $\dot{Cu}\dddot{S} + 2NH^3 + aq.$, bildet tief blaue Krystalle. Entsteht durch Auflösen des vorigen in Ammoniak und Zumischung von Weingeist.

Schwefligsaures Kupferoxydoxydul, $\dot{\bar{Cu}}\ddot{S} + \dot{Cu}\ddot{S} + 2aq.$ bildet sich in kleinen, dunkelrothen Krystallen, beim Vermischen der heissen Auflösungen von Kupfervitriol und saurem schwefligsauren Natron.

Salpetersaures Kupferoxyd, $\dot{Cu}\ddot{\ddot{N}} + 5aq.$ Blaue, zerfliessliche Krystalle.

Phosphorsaures Kupferoxyd, durch Fällung erhalten, ein blaugrünes Pulver. Mehrere Phosphate von Kupferoxyd kommen auch als grüne Mineralien krystallisirt vor.

Arseniksaures Kupferoxyd, ganz ähnlich dem phosphorsauren. Bildet ebenfalls in verschiedenen Sättigungsgraden mehrere krystallisirte Mineralien.

Arsenigsaures Kupferoxyd, lebhaft gelbgrünes Pulver; (Scheele's Grün). Wird erhalten durch Fällung einer Kupfervitriollösung mit arsenigsaurem Kali. (Das *Schweinfurter Grün*, die schönste grüne Farbe, besteht aus arsenigsaurem und essigsaurem Kupferoxyd; wird erhalten durch Vermischen der kochendheissen Lösungen von arseniger Säure und essigsaurem Kupferoxyd, und längeres Kochen des Niederschlags mit der Flüssigkeit.)

Kieselsaures Kupferoxyd, $\dot{Cu}^3\dddot{Si}^2 + 3aq.$, bildet, in durchsichtigen grünen Krystallen, ein seltenes Mineral, den *Dioptas*.

Kohlensaures Kupferoxyd, $\dot{Cu}^2\ddot{C} + aq.$, entsteht durch Fällung einer warmen Kupfersalzlösung mit kohlensaurem Kali als grüner Niederschlag (*Mineralgrün*). Findet sich häufig als krystallinisches Mineral (*Malachit*). Wird durch Kochen mit Wasser, unter Verlust seines Wassergehaltes,

schwarzbraun. — Die *Kupferlasur*, ein in tief blauen Krystallen vorkommendes Mineral, ist eine Verbindung von neutralem kohlensauren Kupferoxyd mit Kupferoxydhydrat, $\dot{\mathrm{Cu}}\dot{\mathrm{H}} + 2\dot{\mathrm{Cu}}\ddot{\mathrm{C}}$. Sie kann nicht, so wenig wie das neutrale Salz, künstlich dargestellt werden.

Oxalsaures Kupferoxyd, $\dot{\mathrm{Cu}}\dddot{\overline{\mathrm{C}}} + 2\mathrm{aq}.$, wird durch Oxalsäure aus anderen Kupfersalzen als hellblaues, unlösliches Pulver gefällt.

Kupferblei-Sulfantimonit, $\overset{,}{\overline{\mathrm{Cu}}}{}^{2}\,\overset{,,,}{\overline{\mathrm{Sb}}} + 2\overset{,}{\mathrm{Pb}}{}^{3}\,\overset{,,,}{\overline{\mathrm{Sb}}}$, bildet ein bleigraues, schön krystallisirtes Mineral, den *Bournonit*.

Die *Fahlerze*, zum Theil krystallisirte bleigraue Mineralien, sind Sulfantimonite oder Sulfarsenite der Sulfurete von Kupfer, Eisen, Zink, Silber und Quecksilber, zusammengesetzt nach der Formel $4\mathrm{MeS} + \overline{\mathrm{Sb}}\,\mathrm{S}^3$.

Das Kupfer bildet mit mehreren anderen Metallen durch ihre Anwendungen sehr wichtige Legirungen, namentlich mit Gold, Silber, Zinn und Zink.

Das *Messing* und ähnliche gelbe Compositionen bestehen aus Zink und Kupfer. Das gewöhnliche Messing, welches theils durch unmittelbare Zusammenschmelzung, theils durch Schmelzen von Kupfer mit Galmei und Kohle erhalten wird, enthält ungefähr 30 Proc. Zink. Die Bronze enthält dabei noch ungefähr 2 Proc. Zinn. Eine Legirung von 70 Proc. Zink mit nur 30 Kupfer ist silberweiss und ganz spröde.

Das *Argentan* (Neusilber, Packfong) besteht aus ungefähr 1 Th. Nickel, 1 Th. Zink und 3 Th. Kupfer.

Das *Kanonenmetall* (Stückgut) enthält auf 10 Th. Kupfer 1 Th. Zinn, das *Glockenmetall* auf 5 Th. Kupfer 1 Th. Zinn, das stahlgraue, sehr harte *Spiegelmetall* auf 2 Th. Kupfer 1 Th. Zinn.

Das Kupfer war im Alterthum schon früher bekannt als das Eisen.

4. Quecksilber.

Vorkommen. Gediegen, meist aber als Schwefelquecksilber; sehr selten als Selenquecksilber und als Chlorür.

Gewinnung im Grossen. Durch Destillation der Quecksilbererze mit Kalk oder Hammerschlag in eisernen Retorten; oder durch Röstung der Erze in eigenen Oefen in unmittelbarer Berührung mit dem Flammenfeuer, und Condensation der Dämpfe. — Vollkommen rein erhält man es durch Destillation von Zinnober mit ¼ Eisenfeilspähnen.

Eigenschaften. Silberweiss, flüssig; ist erst bei —39° ein festes, geschmeidiges Metall. Spec. Gewicht 13,596 bei 0°. Verdunstet schon bei gewöhnlicher Temperatur und mit Wasserdämpfen, siedet bei 360°; sein Gas ist farblos. Wird durch starkes Schütteln mit Wasser oder Reiben mit Fett zu einem grauen Pulver zertheilt. Durch Blei, Zinn oder Wismuth verunreinigtes Quecksilber fliesst nicht rund und bildet beim Schütteln mit Luft auf seiner Oberfläche ein graues Pulver.

Die Verbindungen des Quecksilbers werden in der Hitze alle entweder zersetzt oder verflüchtigt, und geben alle beim Erhitzen mit kohlensaurem Natron metallisches Quecksilber.

Oxyde. Das Quecksilber hat ein Oxydul und ein Oxyd, beide durch blosses Erhitzen in Metall und Sauerstoffgas zerlegbar. Lange Zeit bis nahe zum Sieden an der Luft erhitzt, bedeckt sich das Quecksilber mit rothen Krystallschuppen von Oxyd. Das Quecksilber ist auflöslich in Salpetersäure und heisser Schwefelsäure.

a) Oxydul, $\dot{H}g$. Schwarzes, schweres Pulver. Bildet sich bei Auflösung des Metalles in kalter, verdünnter Salpetersäure, woraus es durch Kali gefällt wird.

b) Oxyd, $\dot{H}g$. Im krystallinischen Zustand gelblich rothes, im amorphen gelbes Pulver. Auch das krystallinische wird beim Zerreiben gelb. Von 11 spec. Gewicht.

Wird beim Erhitzen vorübergehend schwarz. In Wasser etwas löslich. Sehr giftig. Bildet sich beim Auflösen des Metalles in heisser concentrirter Schwefelsäure oder Salpetersäure. Das krystallinische wird durch Erhitzen von Quecksilber bei Luftzutritt oder durch vorsichtiges Erhitzen des salpetersauren Salzes erhalten, das amorphe durch Fällung eines aufgelösten Quecksilberoxydsalzes mit Kalilauge.

Schwefelquecksilber, *a*) das *Subsulfuret*, Hg^2S, ist ein schwarzes Pulver, beim Erhitzen sich in Sulfuret und Quecksilber zerlegend. Entsteht durch Uebergiessen von frisch gefälltem Chlorür mit Kalium-Sulfhydrat. *b*) Das *Sulfuret*, HgS, hat einen amorphen schwarzen und einen krystallinischen rothen Zustand. Im schwarzen erhält man es durch Zusammenreiben von Schwefel mit Quecksilber (Aethiops mineralis), oder durch Fällung eines Quecksilberoxydsalzes mit Schwefelwasserstoff. Das krystallinische rothe, der *Zinnober*, bildet sich durch Sublimation des schwarzen oder indem man Schwefel mit 6 Th. Quecksilber erhitzt und sublimirt. Die Vereinigung geschieht unter Feuer-Erscheinung. Auf dem nassen Wege bildet er sich durch Digestion des schwarzen mit Schwefelalkali, oder durch Zusammenreiben von 300 Quecksilber mit 114 Schwefel, und zehnstündiges Erhitzen des innigen Gemenges mit 500 kaustischer Kalilauge (worin 75 festes Kalihydrat) bei nie mehr als +50°. Der Zinnober bildet das gewöhnlichste Quecksilbererz, findet sich auch in durchsichtigen, rothen Krystallen. Der durch Sublimation dargestellte bildet faserig-krystallinische, dunkelrothe Massen von 8,0 spec. Gewicht und scharlachrothem Pulver. Verbrennt, an der Luft erhitzt, mit Schwefelflamme, unter Freiwerden des Quecksilbers. Selbst in Salpetersäure unlöslich.

Stickstoffquecksilber, Hg^3N, schwarzbraunes Pulver, explodirt beim Erhitzen mit grosser Gewalt und Feuererscheinung. Entsteht durch sehr langsames Erwärmen von gefälltem Quecksilberoxyd in Ammoniakgas, zuletzt bis 180°.

Salze.

Die *Oxydulsalze* sind meist farblos, einige basische gelb. Schweflige und phosphorige Säure, Zinnchlorür und Kupfer fällen aus den auflöslichen metallisches Quecksilber; kaustisches Kali schwarzes Oxydul; Schwefelwasserstoff Subsulfuret; Chlorwasserstoffsäure weisses Chlorür. Die neutralen *Oxydsalze* sind farblos, die basischen gelb; sie schmecken unangenehm metallisch und sind scharfe Gifte. Kupfer fällt daraus metallisches Quecksilber; kaustisches Kali gelbes Oxyd; schwefelsaure Salze gelbes basisches Salz; Jodkalium scharlachrothes Jodid; Schwefelwasserstoff, in unzureichender Menge zugesetzt, weisses schwefelbasisches Salz, in Ueberschuss zugesetzt, schwarzes Schwefelmetall. — Ammoniak schlägt aus den Quecksilbersalzen meist Ammonium-Verbindungen nieder; die von den Oxydulsalzen sind schwarz, die von den Oxydsalzen weiss.

Chlorquecksilber. *a*) *Chlorür*, HgCl (Calomel, Mercurius dulcis). Findet sich als seltenes Mineral krystallisirt. Quecksilber absorbirt das Chlorgas und verwandelt sich in Chlorür. Das sublimirte Chlorür bildet eine farblose, sehr krystallinische, durchscheinende, schwere Masse oder klare regelmässige Krystalle, ist geschmacklos, in Wasser unlöslich; in der Hitze, ohne zu schmelzen, flüchtig. Giebt beim Zerreiben ein blassgelbes Pulver. Zerfällt beim Kochen mit Salzsäure in Chlorid und Metall. Wird bereitet durch Zusammenreiben von 17 Th. Chlorid mit 12 Th. Quecksilber, wobei es sich unmittelbar bildet. Die Masse wird alsdann sublimirt. Auf nassem Wege bereitet man es durch Fällung von salpetersaurem Oxydul mit Kochsalzlösung, oder durch Sättigung einer heissen Lösung von Chlorid mit schwefliger Säure, wodurch es als schweres, krystallinisches Pulver erhalten wird.

b) *Chlorid*, HgCl (Aetz- oder Quecksilber-Sublimat), entsteht unter Feuererscheinung beim Erhitzen von Quecksilber in Chlorgas oder bei der Auflösung des Oxyds in

Salzsäure; im Grossen wird es durch Sublimation von schwefelsaurem Quecksilberoxyd mit Kochsalz bereitet. Krystallisirt aus seiner wässrigen Lösung in langen, weissen Prismen; das sublimirte bildet weisse, durchscheinende, schwere Massen. Schmilzt beim Erhitzen, siedet bei ungefähr 300° und sublimirt sich. In 18 Th. kalten und 3 Th. kochenden Wassers löslich. In Alkohol leicht löslich. Aus der Auflösung fällt kaustisches Kali gelbes Oxyd.

Basisches Quecksilberchlorid, $2\dot{Hg} + Hg\bar{C}l$, wird als hellbraunes Pulver aus einer Quecksilberchloridlösung durch dreifach-kohlensaures Kali gefällt. Das neutrale Salz fällt zugleich freies Oxyd. $3HgO + Hg\bar{C}l$ bildet einen aus zarten Krystallblättchen bestehenden schwarzbraunen Niederschlag; entsteht durch Fällung der Chloridlösung mit unterchlorigsaurem Kalk.

Schwefelbasisches Quecksilberchlorid, $2HgS + Hg\bar{C}l$, wird aus der Sublimatlösung durch eine unzureichende Menge von Schwefelwasserstoff als weisser Niederschlag gefällt. Wird durch mehr Gas gelb, braun, zuletzt schwarz.

Weisser Präcipitat, wird aus der Sublimatlösung durch kaustisches Ammoniak als weisses, schweres Pulver niedergeschlagen, das aus $Hg^2\bar{N}\bar{H}^2\bar{C}l$ besteht. Er ist entweder eine Amid-Verbindung, $= Hg\bar{N}\bar{H}^2 + Hg\bar{C}l$, oder das Chlorid eines Ammoniums, in welchem 2 Aeq. Wasserstoff durch 2 Aeq. Quecksilber vertreten sind. Er zerfällt beim Erhitzen, ohne zu schmelzen, in Calomel, Ammoniak- und Stickgas. Der durch Fällung eines Gemisches von Sublimat- und Salmiak-Lösung mit kohlensaurem Natron erhaltene weisse Präcipitat ist ein Gemenge von mehreren Verbindungen. Beim Erhitzen schmilzt er leicht und zersetzt sich unter Kochen.

Das Quecksilberchlorid bildet mit vielen anderen Chlormetallen Doppelchlorüre; die mit Chlorammonium z. B. $\bar{N}\bar{H}^4\bar{C}l + Hg\bar{C}l + aq.$ ist sehr leicht löslich, krystallisirbar, schmelzbar.

Das Quecksilberchlorid ist eines der stärksten Gifte.

Eiweiss, durch das es gefällt wird, das beste Gegenmittel.

Quecksilber-Bromür und *-Bromid*, sehr ähnlich den beiden Chlorverbindungen.

Jodquecksilber. Entsteht durch blosses Zusammenreireiben der Bestandtheile. Je nach dem Aequivalent-Verhältniss, entsteht das gelbgrüne Jodür oder das rothe Jodid.

a) *Jodür*, $\overline{\mathrm{Hg}}\mathrm{I}$. Schweres, grüngelbes Pulver, nicht ohne Zersetzung sublimirbar. Ist auch durch Fällung eines gelösten Oxydulsalzes mit Jodkalium zu erhalten.

b) *Jodid*, $\mathrm{Hg}\overline{\mathrm{I}}$. Es ist dimorph. In der einen Form ist es scharlachroth, in der anderen lebhaft gelb. Das rothe entsteht auch als schwerer Niederschlag durch Fällung einer Oxyd- oder Chlorid-Lösung mit Jodkalium. Es schmilzt zu einem gelben Liquidum und sublimirt sich in gelben Krystallen, die bei der geringsten Berührung, unter Bewegung in Pseudomorphosen der scharlachrothen Art übergehen. Es ist löslich in Jodkalium- und in Quecksilberchlorid-Lösung, weil es mit beiden Salzen bestimmte Verbindungen bildet. Auch in Alkohol und in Salmiak-Lösung ohne Farbe löslich, woraus es in der rothen Form krystallisirt zu erhalten ist.

Cyanquecksilber, $\mathrm{Hg}\overline{\mathrm{C}}\mathrm{y}$. Durch Auflösen von Quecksilberoxyd in verdünnter Cyanwasserstoffsäure, oder durch Erhitzen des Oxyds mit Berlinerblau und Wasser. Farblose Prismen, in Wasser löslich. Höchst giftig. In der Hitze in Metall und Cyangas zerfallend, dient daher zur Darstellung des letzteren (s. Cyan). Wird weder von Alkalien noch Sauerstoffsäuren zersetzt. Durch Erhitzen seiner Lösung mit Quecksilberoxyd entsteht ein schwer lösliches, alkalisch reagirendes basisches Salz, $\mathrm{HgO} + \mathrm{Hg}\overline{\mathrm{C}}\mathrm{y}$. Ein Cyanür ist nicht bekannt.

Schwefelsaures Quecksilberoxydul, $\overline{\mathrm{Hg}}\dddot{\mathrm{S}}$, entsteht als eine weisse Salzmasse beim gelinden Erhitzen von Schwefelsäure mit überschüssigem Quecksilber; als krystallinischer Niederschlag beim Vermischen einer salpetersauren Oxy-

dullösung mit schwefelsaurem Natron. In Wasser sehr schwer löslich. Unzersetzt schmelzbar und sublimirbar.

Schwefelsaures Quecksilberoxyd, $\dot{\mathrm{Hg}}\dddot{\mathrm{S}}$, entsteht als weisse Salzmasse bei Einwirkung von siedender Schwefelsäure auf Quecksilber. Durch heisses Wasser zerfällt es in sich auflösendes saures, und ungelöst bleibendes basisches Salz, $\dot{\mathrm{Hg}}^3\dddot{\mathrm{S}}$, ein schön gelbes Pulver, welches auch aus der salpetersauren Oxydlösung durch schwefelsaures Natron gefällt wird.

Salpetersaures Quecksilberoxydul, $\dot{\bar{\mathrm{Hg}}}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{\mathrm{N}}} + 2aq$. Das neutrale bildet farblose Krystalle und entsteht durch Auflösen des Metalles in kalter überschüssiger Säure. Zerfällt mit viel Wasser in ein auflösliches saures, und ein gelbes basisches Salz, welches sich auch öfters zugleich mit dem neutralen bildet. Ausserdem giebt es auch mehrere farblose und krystallisirende basische Salze. Ammoniak fällt aus der verdünnten Auflösung ein schwarzes Pulver, den sogenannten *Mercurius solubilis Hahnemanni*, der eine Verbindung von basischem Salz mit Ammoniak zu sein scheint.

Salpetersaures Quecksilberoxyd, $\dot{\mathrm{Hg}}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{\mathrm{N}}}$, entsteht durch Auflösen des Metalles in kochender Salpetersäure. Das neutrale Salz krystallisirt nur sehr schwierig und ist zerfliesslich; gewöhnlich sind die anschiessenden Krystalle ein basisches Salz. Wasser schlägt aus der Auflösung ein weisses, noch basischeres Salz nieder.

Oxalsaures Quecksilberoxydul, $\dot{\mathrm{Hg}}^2\dddot{\bar{\mathrm{C}}}$, durch Fällung des salpetersauren Salzes mit Oxalsäure. Weisser Niederschlag. Detonirt heftig beim Erhitzen.

Knalls. Quecksilberoxyd, $\dot{\mathrm{Hg}}^2 C^4 N^2 O^2 + C^4 \bar{N}Hg^2\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{\mathrm{N}}}$, (Knallquecksilber). Weisse, seidenglänzende Nadeln. Explodirt durch Reiben, Schlagen oder Erhitzen mit betäubendem Knall und ausserordentlicher Gewalt. Kali scheidet daraus nur die Hälfte des Quecksilbers als Oxyd aus und bildet explodirendes $\dot{K}^2 C^4 \bar{N}^2 O^2 + C^4 \bar{N}Hg^2\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{\mathrm{N}}}$ (vergl. S. 93). Wird zur Verfertigung der Zündhütchen für die

Percussionsgewehre gebraucht. Seine Darstellung erfordert wegen der Gefahr, die damit verbunden ist, die grösste Vorsicht.

Amalgame. Das Quecksilber vereinigt sich mit vielen anderen Metallen in bestimmten Proportionen zu krystallisirbaren Verbindungen, die aber stets in überschüssigem Quecksilber auflöslich sind. 1 *Kalium* bildet mit 90 Quecksilber, unter Wärmeentwickelung, ein festes, zinnweisses Gemische. *Natrium* vereinigt sich mit Quecksilber bei gewöhnlicher Temperatur unter starker Feuererscheinung. *Eisen* amalgamirt sich nicht unter gewöhnlichen Umständen; *Kupfer* nur in Pulverform. *Wismuth, Blei, Zinn, Zink* und *Kadmium* werden leicht vom Quecksilber aufgelöst und bilden, je nach der vorherrschenden Menge des einen oder des anderen Metalles, halbflüssige, weiche oder feste Amalgame.

Die meisten Quecksilber-Verbindungen sind starke Gifte; am gefährlichsten sind das Oxyd, die Oxydsalze, das Chlorid und das Cyanid. Nicht minder schädlich und gefährlich wirkt der Dampf des metallischen Quecksilbers, dem besonders die Spiegelbeleger, Vergolder und Barometermacher ausgesetzt sind.

Das Quecksilber dient zum Spiegelbeleg, zur Silber- und Goldgewinnung (Amalgamationsprocess), zu den Barometern und Thermometern, zum Vergolden und zur Darstellung des Knallquecksilbers, des Zinnobers und der als Arzneimittel angewandten wichtigen Präparate.

Bereits im Alterthum bekannt.

5. Silber.

Vorkommen. Gediegen; in Verbindung besonders mit Schwefel, seltener mit Selen, Tellur, Arsenik, Antimon, Chlor, Brom und Jod, niemals als Oxyd.

Gewinnung. Sie ist nach der Beschaffenheit der Erze sehr verschieden. Gediegenes Silber wird aus sehr reichen Erzen mechanisch ausgeschieden. Fast aller Blei-

glanz ist silberhaltig und eine grosse Menge von Silber wird aus dem daraus gewonnenen Blei erhalten. Oder es wird das in armen Erzen zerstreute Silber in Blei angesammelt, indem man sie mit geröstetem Bleiglanz zusammenschmilzt und dadurch silberhaltiges Blei gewinnt (vgl. S. 208). Dieses wird dann auf den *Treibheerden* (Flammöfen mit schüsselförmig vertieften Heerden) abgetrieben, d. h. bei Glühhitze unter Einwirkung von darauf geblasener Luft geschmolzen, wobei das Blei sich fortwährend oxydirt und als *Glätte* theils abfliesst, theils in die Heerdmasse eindringt, während das Silber zuletzt allein zurückbleibt.

Aus bleifreien Erzen wird das Silber durch die *Amalgamation* gewonnen. Das fein gemahlene Erz, welches gediegen Silber, Schwefelsilber, Kupferkies und Schwefelkies enthält, wird mit Kochsalz gemengt und geröstet, wodurch alles Silber in Chlorsilber verwandelt wird. Die erdige Masse wird darauf in Fässern mit Wasser und Eisen bewegt, wodurch das Silber reducirt wird. Alsdann wird Quecksilber hinzugegeben und die Masse damit bewegt, wodurch alles Silber vom Quecksilber aufgenommen wird. Das Amalgam wird dann ausgewaschen und das Quecksilber davon abdestillirt.

Oder es wird das Chlorsilber aus der gerösteten Masse durch eine heisse Auflösung von Kochsalz oder von dithionigsaurem Natron ausgezogen und das Silber aus der Lösung durch hineingestelltes Kupfer gefällt.

Eigenschaften. Das weisseste Metall, stark glänzend; in Octaëdern krystallisirend; weicher als Kupfer, härter als Gold, hell klingend; sehr streck- und dehnbar; 1 Gran giebt einen 400 Fuss langen Draht. Spec. Gew. 10,474; schmilzt leichter als Kupfer; absorbirt beim Schmelzen Sauerstoffgas, welches beim Erstarren wieder entweicht. In sehr hoher Temperatur flüchtig.

Oxyde. Das Silber oxydirt sich weder in feuchter Luft, noch beim Glühen oder Schmelzen an der Luft oder in Sauerstoffgas, und seine Oxyde sind durch Erhitzen für sich leicht zersetzbar. Es ist in Salpetersäure und heisser

Schwefelsäure auflöslich, wodurch sich das Oxyd bildet. Es hat ausserdem ein schwarzes Oxydul, Ag^2O, und ein in schwarzen metallglänzenden Octaëdern krystallisirendes Superoxyd, AgO^2, welches sich bei Zersetzung einer Silberlösung durch den electrischen Strom am positiven Pol bildet.

Das *Silberoxyd*, $\dot{A}g$, ist ein braunes, schweres Pulver; wird erhalten durch Fällung des salpetersauren Salzes mit kaustischem Kali. Schwarz und krystallinisch erhält man es, indem man frisch gefälltes Chlorsilber in kochende concentrirte Kalilauge einträgt.

Das Silberoxyd verwandelt sich in Berührung mit concentrirtem Ammoniak in einen schwarzen, pulverigen Körper, der durch Reiben, Stoss, zuweilen schon durch die leiseste Berührung, selbst unter einer Flüssigkeit, mit der furchtbarsten Gewalt explodirt. Dieses Knallsilber ist oder enthält wahrscheinlich Stickstoffsilber.

Schwefelsilber, AgS. Es bildet ein krystallisirtes Mineral, den *Silberglanz*: es entsteht sehr leicht durch Zusammenschmelzen von Schwefel mit Silber. Dunkel bleigrau, geschmeidig, von 7,0 spec. Gewicht. Das Anlaufen des Silbers in der Luft beruht auf der oberflächlichen Bildung von Schwefelsilber.

Salze.

Farblos, metallisch schmeckend, giftig. Zink, Kupfer, Quecksilber und mehrere andere Metalle, so wie schwefelsaures Eisenoxydul, schlagen aus den aufgelösten Salzen metallisches Silber nieder; Schwefelwasserstoffgas schwarzes Schwefelsilber; Salzsäure und lösliche Chlormetalle weisses, käsiges Chlorsilber, am Lichte sich schwärzend. Ammoniak, in sehr kleiner Menge zugesetzt, fällt Silberoxyd, löslich in dem geringsten Ueberschuss von Ammoniak; in sauren Auflösungen entsteht kein Niederschlag.

Chlorsilber, AgCl. Kommt als Mineral krystallisirt vor. Entsteht durch unmittelbare Einwirkung von Chlor

auf Silber; wird am leichtesten erhalten durch Fällung eines aufgelösten Silbersalzes mit Salzsäure. Weisser, wie geronnener Niederschlag; nach dem Trocknen weisses, unlösliches Pulver, am Lichte schnell violett und schwarz werdend. Schmilzt leicht zu einer gelben, durchsichtigen Flüssigkeit, erstarrt beim Erkalten zu einer grauen, durchscheinenden, krystallinischen, etwas zähen Masse, von 5,5 spec. Gewicht. In Ammoniak auflöslich, daraus in Octaëdern krystallisirend. Auch etwas löslich in concentrirter Salzsäure und Kochsalz- und Salmiaklösung. Wird in Berührung mit säurehaltigem Wasser und Zink oder Eisen, oder durch Schmelzen mit kohlensaurem Alkali, oder, frisch gefällt, durch Kochen mit kaustischer Kalilauge und Traubenzucker, sehr leicht zu metallischem Silber reducirt.

Wegen der absoluten Unlöslichkeit des Chlorsilbers wird das Silber aus seinen verdünntesten Auflösungen durch Salzsäure oder lösliche Chlormetalle niedergeschlagen, welche Eigenschaft man bei Analysen zur Entdeckung von Silber, und umgekehrt zur Entdeckung von Chlor und zur quantitativen Bestimmung von Silber und Chlor benutzt. Man benutzt sie ferner zur Darstellung von chemisch reinem Silber aus gewöhnlichem kupferhaltigen, welches man in Salpetersäure auflöst, durch Kochsalz als Chlorsilber niederschlägt, auswäscht, und auf eine der oben angegebenen Arten reducirt.

Bromsilber, Ag-Br, gelblicher Niederschlag, sehr leicht schmelzbar zur durchsichtigen gelben Masse; durch Chlorgas leicht zersetzbar. Kommt als Mineral krystallisirt vor.

Jodsilber. AgJ. Silber wird von concentrirter Jodwasserstoffsäure unter Wasserstoffentwickelung, und Chlorsilber unter Bildung von Chlorwasserstoffsäure in Jodsilber verwandelt. Aus ersterer Lösung erhält man es in blassgelben, octaëdrischen Krystallen; durch Fällung gebildet ist es ein blassgelbes Pulver. Schmelzbar, in Ammoniak kaum löslich, wodurch man Jod von Brom und Chlor trennen kann. Kommt ebenfalls als Mineral vor.

Fluorsilber, $Ag\bar{F}$. In Wasser leicht löslich; krystallisirbar, leicht schmelzbar.

Cyansilber, $Ag\bar{C}y$, weisser, wie geronnener Niederschlag; wird aus den löslichen Silbersalzen durch freie Blausäure gefällt. Löslich in den Cyanüren der Alkalimetalle zu krystallisirenden Doppelcyanüren, deren Lösung zur galvanischen Versilberung dient.

Schwefelsaures Silberoxyd, $\dot{Ag}\dddot{S}$; kleine farblose, sehr schwerlösliche Krystallnadeln. Entsteht durch Einwirkung von heisser Schwefelsäure auf Silber.

Schwefligsaures Silberoxyd, $\dot{Ag}\ddot{S}$. Weisses Pulver; wird durch freie schweflige Säure aus dem salpetersauren Salz gefällt.

Dithionigsaures Silberoxyd, $\dot{Ag}\ddot{\bar{S}}$. Weisses Pulver. Zersetzt sich leicht in Schwefelsilber und Schwefelsäure. Leicht löslich in den dithionigsauren Alkalien zu krystallisirenden, süss schmeckenden Doppelsalzen. Daher auch Chlorsilber in dithionigsaurem Alkali löslich. Diese Lösung versilbert Eisen, Kupfer und Messing.

Salpetersaures Silberoxyd, $\dot{Ag}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{N}}$; luftbeständige, klare Krystalle, in Wasser leicht löslich; enthält kein Wasser. Schmilzt leicht und erstarrt krystallinisch (*Höllenstein*). Wirkt ätzend giftig; seine Lösung schwärzt die Haut und überhaupt organische Stoffe. Wird erhalten durch Auflösung von reinem Silber in mässig starker Salpetersäure.

Salpetrigsaures Silberoxyd, $\dot{Ag}\dddot{\bar{N}}$, krystallisirt in dünnen, langen, blassgelben Prismen beim Vermischen von heissen Auflösungen von salpetersaurem Silbersalz und salpetrigsaurem Kali.

Phosphorsaures Silberoxyd, $\dot{Ag}^3\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{P}}$. Gelber Niederschlag. Entsteht durch Fällung eines Silbersalzes mit ungeglühtem phosphorsauren Natron. Geglühtes giebt einen weissen Niederschlag von $\dot{Ag}^2\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{P}}$. (Vgl. S. 73 und 142.).

Arseniksaures Silberoxyd, $\dot{Ag}^3\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{As}}$. Röthlichbrauner Niederschlag, löslich in Ammoniak und in Salpetersäure.

Arsenigsaures Silberoxyd, $\dot{A}g^3 \overset{\cdots}{\bar{A}s}$. Entsteht als lebhaft gelber Niederschlag, selbst bei sehr grosser Verdünnung, beim Vermischen von arsenigsaurem Alkali mit salpetersaurem Silberoxyd. Beim Erhitzen für sich wird es schwarz, indem 2 Atome zerfallen in $3AgO.\bar{A}sO^5$, Ag^2O, Ag und $\bar{A}sO^3$, welche sich sublimirt. Beim Erhitzen mit Natronlauge wird es in ein schwarzes Gemenge von Silberoxydul und Silber verwandelt unter Bildung von arseniksaurem Natron.

Kohlensaures Silberoxyd, $\dot{A}g\ddot{C}$, gelblich weisses Pulver.

Oxalsaures Silberoxyd, $\dot{A}g\overset{\cdots}{\bar{C}}$, weisses Pulver; wird durch freie Oxalsäure aus den Silbersalzen gefällt. Verpufft beim Erhitzen.

Cyansaures Silberoxyd, $\dot{A}g\dot{\bar{C}}y$. Weisses, fast unlösliches Pulver. Zersetzt sich beim Erhitzen ohne Explosion.

Cyanursaures Silberoxyd, $\dot{A}g^2 + C^6\bar{N}^3\bar{H}O^4$, farbloses krystallinisches Pulver. Noch bei 200° unveränderlich.

Knallsaures Silberoxyd, $\dot{A}g^2\,C^4\,\bar{N}^2\,O^2 + C^4\,\bar{N}Ag^2\overset{\cdots\cdot}{\bar{N}}$. Kleine, weisse Krystallnadeln. Explodirt durch Reiben, Schlag oder Erhitzen, oft schon durch blosse Berührung, selbst unter Wasser, mit noch grösserer Gewalt als das Quecksilbersalz. Alkalien scheiden nur den halben Silbergehalt als Oxyd daraus ab unter Bildung von explodirendem $\dot{K}^2C^4\bar{N}^2O^2 + C^4\bar{N}Ag^2\overset{\cdots\cdot}{\bar{N}}$. (Vergl. S. 94.)

Silber-Sulfarsenit, $\overset{\prime}{A}g^3\,\overset{\prime\prime\prime}{\bar{A}s}$, bildet ein dunkelrothes, durchscheinendes, rhomboëdrisch krystallisirtes Mineral, das *lichte Rothgiltigerz.*

Silber-Sulfantimonit, $\overset{\prime}{A}g^3\overset{\prime\prime\prime}{\bar{S}b}$, ein halb metallisch glänzendes, mit dem vorhergehenden isomorph krystallisirtes Mineral, das *dunkle Rothgiltigerz.*

Silberlegirungen. Die meisten der vorhergehenden Metalle lassen sich mit Silber zusammenschmelzen, allein ausser dem Silberamalgam und dem Kupfer-Silber ist keines dieser Gemische von Merkwürdigkeit oder Anwendung. Das *Silberamalgam*, Hg^3Ag, findet sich als seltenes Mineral

krystallisirt. Es bildet sich als schöne Krystallisation, wenn man wenig Quecksilber in einer Auflösung von salpetersaurem Silberoxyd liegen lässt.

Kupfer und *Silber* lassen sich nach allen Verhältnissen zusammenschmelzen; die Gemische sind weiss, bis blass kupferroth, und härter als reines Silber. Alles verarbeitete Silber ist mit einer controlirten Menge von Kupfer versetzt. Der Silbergehalt wird durch das Wort *löthig* ausgedrückt; eine Mark Münzgewicht hat nämlich 16 Loth (1 Loth = 18 Grän), und ein Gemische aus 15 Loth Silber und 1 Loth Kupfer nennt man 15*löthiges* Silber, aus 12 Loth Silber und 4 Loth Kupfer, wie z. B. die Thalerstücke, 12*löthiges* Silber u. s. w. — Die Oberfläche von verarbeitetem kupferhaltigen Silber wird nach dem Glühen an der Luft durch das *Weisssieden* mit verdünnter Schwefelsäure weisser gemacht.

Um den Silbergehalt eines verarbeiteten Silbers leicht zu finden, hat man zweierlei technische Verfahrungsweisen: 1) die *Cupellation*. Die abgewogene Probe wird mit dem vielfachen Gewicht Blei auf der *Kapelle*, einer kleinen aus Knochenasche und ausgelaugter Holzasche verfertigten Schüssel, in der *Muffel* des *Cupellirofens* abgetrieben, d. h. so lange unter dem Zutritt der Luft geschmolzen, bis sich alles Blei mit allem Kupfer oxydirt und in die Masse der Kapelle eingezogen hat, und der reine Silbergehalt der Probe, zu einem Korn zusammengeschmolzen, auf der Kapelle zurückgeblieben ist. — 2) Die abgewogene Probe wird in reiner Salpetersäure aufgelöst, und das Silber durch Kochsalzauflösung von bekanntem Salzgehalt niedergeschlagen. Aus der Menge (dem Maass) der verbrauchten Salzauflösung wird der Silbergehalt der Probe berechnet.

Aus altem verarbeiteten, kupferhaltigen Silber, z. B. alter Münze, wird im Grossen das Silber durch Auflösung des Gemisches in heisser Schwefelsäure in Platinkesseln, und Fällung des Silbers durch hineingestelltes Kupfer

abgeschieden, wobei man Kupfervitriol als Nebenproduct gewinnt.

Seit den ältesten Zeiten bekannt.

6. Platin.

Vorkommen. Nur sparsam; in Süd- und Nordamerika, auf Domingo und Borneo und am Ural. Nur gediegen; seltener rein, gewöhnlich mit kleinen Beimischungen von Palladium, Iridium, Ruthenium, Rhodium, Osmium, Eisen und Kupfer; in Gestalt kleiner, meist abgeplatteter Körner oder auch grösserer zackiger Klumpen von 17,7 spec. Gewicht, in Begleitung von Körnern von Gold, Osmium-Iridium, Chromeisen, Titaneisen, Hyacinthen, Spinellen etc. in den Platinsand-Lagern.

Darstellung. Das rohe Platin enthält im Durchschnitt ungefähr 20 Procent fremder Beimischungen. Die Darstellung von reinem Platin ist nur auf nassem Wege möglich. Das rohe Platin wird zu diesem Zweck in Königswasser aufgelöst, wobei das meiste Iridium und ruthenhaltige Osmium-Iridium als ein schwarzes Pulver zurückbleiben. Die rothgelbe, noch saure Auflösung wird mit einer heiss gesättigten Lösung von Salmiak vermischt, wobei fast alles Platin als gelbes, pulverförmiges Ammonium-Platinchlorid (Platinsalmiak) gefällt wird, während die anderen Metalle, nebst etwas Platin, in Auflösung bleiben. Der Niederschlag, einige Mal ausgewaschen und getrocknet, giebt nach gelindem Glühen metallisches Platin, in Gestalt einer grauen, schwammigen, weichen Masse (Platinschwamm). Derselbe wird unter Wasser zu sehr feinem Pulver zerrieben, in einer eisernen Form vermittelst einer Presse äusserst stark zusammengepresst, der erhaltene Kuchen darauf weissglühend gemacht und glühend vorsichtig gehämmert, bis er vollkommen geschmeidig und schmiedbar geworden ist.

Eigenschaften. Farbe zwischen stahlgrau und silberweiss; weniger glänzend als Silber, härter als Kupfer; sehr geschmeidig und zähe, zu höchst feinem Draht aus-

ziehbar. Spec. Gewicht 21,5. In der Weissglühhitze schweissbar; schwerer schmelzbar als Stabeisen. Ueber seinen Schmelzpunkt erhitzt, flüchtig.

In Gestalt eines kohlschwarzen Pulvers (als Platinschwarz) wird das Platin erhalten, wenn man eine Legirung von Zink und Platin mit verdünnter Schwefelsäure, zuletzt mit Salpetersäure behandelt, oder das Platin aus einer verdünnten sauren Chloridlösung durch Zink reducirt, oder die Platinchloridlösung mit Zucker und kohlensaurem Natron erhitzt, oder zu einer Lösung von Platinchlorür in kaustischer Kalilauge Alkohol mischt. Das reducirte Platinschwarz wird nach einander mit Salpetersäure, Kalilauge und Wasser gewaschen.

In Form von dünnem Blech oder Draht mit vollkommen reiner Oberfläche wirkt das Platin katalytisch (S. 5. §. 20); noch mehr in Form von Platinschwamm, und im höchsten Grade als Platinschwarz. In Berührung mit einem Gemenge von Wasserstoffgas und Sauerstoffgas wird es augenblicklich glühend und entflammt die Gase; erwärmt bewirkt es die Vereinigung von schwefligsaurem Gas und Sauerstoffgas zu Schwefelsäure, die Bildung von Ammoniak aus Stickoxyd und Wasserstoffgas, die Bildung von Salpetersäure aus Ammoniak und Sauerstoffgas. Das Platinschwarz absorbirt sein mehrere Hundertfaches Volum Sauerstoffgas. Mit Alkohol benetzt, entflammt es denselben; das durch Zink gefällte bewirkt die Oxydation des Alkohols zu Essigsäure ohne Entzündung.

Das Platin ist bei keiner Temperatur auf unmittelbare Weise oxydirbar, es vereinigt sich überhaupt nur schwierig mit den Metalloïden, und fast alle diese Verbindungen sind in der Glühhitze wieder zersetzbar. Es hat zwei sehr schwach basische Oxyde, ein Oxydul, PtO, und ein Oxyd, PtO^2, und eben so viel entsprechende Schwefel- und Chlor-Verbindungen. Beide Oxyde sind schwarz, als Hydrate braun.

Das *Platinchlorid*, $Pt€l^2$, bildet sich durch Auflösen des Metalles in Königswasser. Nach dem Abdampfen krystallinische, zerfliessliche rothbraune Masse, mit röthlich-

gelber Farbe in Wasser löslich. Aus dieser Auflösung schlagen sowohl die Ammoniumsalze, als die Kaliumsalze, ein schön gelbes, sehr wenig lösliches Pulver nieder: *Ammonium-Platinchlorid* (Platinsalmiak), $NH^4Cl + PtCl^2$, und *Kalium-Platinchlorid*, $KCl + PtCl^2$. Das Ammoniumsalz hinterlässt beim Glühen 44,32 Procent Platin; 100 Th. Kaliumsalz entsprechen 19,33 Th. Kali und 40,40 Platin. Beide Salze krystallisiren bei langsamer Abscheidung in kleinen gelben Octaëdern. Da das Chlorplatinnatrium leicht löslich ist, und Natriumsalze also in der Platinauflösung keinen Niederschlag bewirken, so benutzt man diese Verschiedenheit bei Analysen zur Unterscheidung und Trennung von Kali und Natron.

Die Platinchloridlösung wird kalt nicht durch kaustisches, kohlensaures oder oxalsaures Natron gefällt; bei Siedhitze fällt kohlensaures Natron gelbbraunes, natronhaltiges Oxydhydrat. Sulfhydrate fällen daraus schwarzbraunes Schwefelplatin; Zink, in der Wärme auch weinsaures und ameisensaures Natron reduciren daraus das Platin als schwarzes Pulver.

Das *Chlorür*, $PtCl$, entsteht, unter Chlorentwickelung, durch vorsichtiges Erhitzen des Chlorids. Dunkelgraugrünes Pulver, in Wasser unlöslich, löslich in heisser Salzsäure.

Platinbasen. Durch Einwirkung von Ammoniak auf gewisse Platinsalze entstehen sehr merkwürdige Verbindungen, die, zufolge ihrer Eigenschaften und Zusammensetzung, als Salze von Ammonium-Arten betrachtet werden können, in welchen ein Theil des Wasserstoffs durch Platin vertreten ist. Unter der grossen Zahl von Verbindungen der Art, über deren Natur übrigens die Ansichten noch getheilt sind, können die folgenden als Beispiele dienen.

Erhitzt man Platinchlorür so lange mit Ammoniak, bis es sich aufgelöst hat, so krystallisirt aus der Flüssigkeit ein Salz in farblosen Prismen, welches aus $PtClN^2H^6$ besteht und als die Chlorverbindung eines Ammoniums betrachtet werden kann, in welchem 1 Wasserstoffäquivalent durch Platin und ein zweites durch Ammonium vertreten ist =

$\mathrm{N}\left\{\begin{matrix}\mathrm{H}\\ \mathrm{H}\\ \mathrm{NH^4}\\ \mathrm{Pt}\end{matrix}\right\}\mathrm{Cl}.$ Durch Schwefelsäure wird dieses Salz, unter Entwickelung von Chlorwasserstoff, in das entsprechende schwefelsaure Salz verwandelt = $\mathrm{N}\left\{\begin{matrix}\mathrm{H}\\ \mathrm{H}\\ \mathrm{NH^4}\\ \mathrm{Pt}\end{matrix}\right\}\mathrm{O.SO^3}$, welches in schwerlöslichen farblosen Octaëdern krystallisirt. Fällt man aus der Lösung dieses Salzes die Schwefelsäure durch Barytwasser, so wird das Oxyd dieses Ammoniums isolirt. Nach dem Verdunsten der Lösung bleibt es als eine farb- und geruchlose krystallinische Masse zurück, die das Hydrat dieses Oxyds ist = $\mathrm{N}\left\{\begin{matrix}\mathrm{H}\\ \mathrm{H}\\ \mathrm{NH^4}\\ \mathrm{Pt}\end{matrix}\right\}\mathrm{O.HO}$ Es schmeckt kaustisch alkalisch, zerfliesst an der Luft, zieht rasch Kohlensäure an, fällt z. B. aus Silbersalzen Silberoxyd, und bildet mit allen Säuren Salze, aus denen Alkalien kein Ammoniak entwickeln.

Wird diese Base bis 110° erhitzt, so wird sie, unter Verlust von Ammoniak und Wasser, in eine weisse, in Wasser unlösliche Substanz verwandelt, die aus $\mathrm{PtONH^3}$ besteht. Diese ist ebenfalls eine Base = $\mathrm{N}\left\{\begin{matrix}\mathrm{H}\\ \mathrm{H}\\ \mathrm{H}\\ \mathrm{Pt}\end{matrix}\right\}\mathrm{O}$, die mit Säuren unlösliche, beim Erhitzen verpuffende Salze bildet.

Platincyanür, PtCy. Amorphes, gelbes Pulver. Wird erhalten durch Auflösen des entwässerten Kaliumplatincyanürs in Schwefelsäure und Zumischung von wenigem Wasser. Es bildet eine Reihe von Doppelcyanüren, wovon mehrere durch Dichroïsmus ausgezeichnet sind.

Kaliumplatincyanür, KCy + PtCy + 3aq., entsteht durch gelindes Glühen von gleichen Theilen Platinschwammpulver und Kaliumeisencyanür, oder durch Auflösung von Platinchlorür in erwärmter Cyankaliumlösung. Lange Prismen, bei durchfallendem Licht gelb, bei auffallendem lebhaft hellblau, wasserfrei orangegelb; leicht löslich. Chlorgas in die Lösung geleitet, verwandelt es in *Kaliumplatincyanid*, $\mathrm{KCy + PtCy^2 + 3aq.}$, welches feine, kupferrothe Prismen bildet und in Wasser ohne Farbe löslich ist. Das Platincyanid für sich ist nicht bekannt.

Wasserstoffplatincyanür, $HCy + PtCy$. Durch Fällung von Kaliumplatincyanür mit salpetersaurem Silberoxyd erhält man Silberplatincyanür als weissen Niederschlag. Wird dieser durch Salzsäure oder Schwefelwasserstoff zersetzt, so erhält man eine Lösung von Wasserstoffplatincyanür, die beim Verdunsten die Verbindung als eine gold- und kupferfarben schillernde, krystallinische Masse hinterlässt. Sie zerfliesst und reagirt stark sauer. Mit den Alkalien bildet sie die Doppelcyanüre.

Barium- und *Strontium-Platincyanür* bilden Krystalle mit schönem Dichroismus von Blau und Gelb.

Magnesiumplatincyanür, erhalten durch Sättigung des Wasserstoffplatincyanürs mit Magnesiahydrat, bildet durch seine Farben einen der prachtvollsten Körper. Es krystallisirt in quadratischen Prismen, deren Seitenflächen lebhaft grün, metallglänzend, und deren Endflächen tief blau sind. In der Richtung der Axe sind die Krystalle mit carminrother, senkrecht darauf mit blutrother Farbe durchsichtig. Seine Lösung in Wasser ist farblos.

Das Platin vereinigt sich leicht mit den übrigen Metallen. Aus diesem Grunde, und weil die meisten dieser Legirungen leicht schmelzbar sind, hat man sich zu hüten, mit glühenden Platingefässen andere Metalle oder Verbindungen, aus denen sich dieselben reduciren können, in Berührung zu bringen. Eben so wenig darf man sie oft und lange zwischen Kohlen glühen, weil sie durch Aufnahme von Silicium aus der Asche ganz spröde und brüchig werden. Man kann Platin in Berührung mit Kohle in einem Thontiegel im Essenfeuer schmelzen, weil es dabei zu schmelzbarem, sprödem Kieselplatin wird. Eine ähnliche, leicht schmelzbare Verbindung bildet das Platin mit dem Bor.

Die Unveränderlichkeit des Platins im Feuer und seine Unlöslichkeit in den Säuren machen es zu einem für chemische Geräthschaften ganz unentbehrlichen Metall.

Das rohe Platin kam zuerst 1741 nach Europa.

7. Palladium.

Vorkommen. Sehr selten; zuweilen in einzelnen Körnern unter dem rohen Platin. In geringer Menge Bestandtheil des rohen Platins; auch in brasilianischem Waschgold. In Europa bis jetzt nur bei Tilkerode am Harz mit Gold und Selenblei.

Eigenschaften. In Farbe, Glanz und Geschmeidigkeit dem Platin ähnlich. Spec. Gewicht 11,8. Fast so strengflüssig wie Platin. Läuft beim Erhitzen an der Luft stahlblau an; beschlägt sich in der Weingeistflamme mit Russ, und wird durch Aufnahme von Kohle spröde. Löst sich in kalter Salpetersäure ohne Gasentwickelung auf. Seine Oxyde sind Pd^2O, PdO und PdO^2; für sich reducirbar. In Königswasser löst es sich mit dunkelbrauner Farbe zu Chlorid. Beim Abdampfen wird es zu dunkelbraunem, zerfliesslichem Chlorür, $PdCl$. Aus dieser Auflösung fällt Jodkalium schwarzes Palladiumjodür PdI.

Ammoniak fällt daraus Palladiumchlorür-Ammoniak, $PdCl + NH^3$, in Gestalt eines schön fleischrothen krystallinischen Pulvers. Diese Verbindung ist in Ammoniak leicht löslich. Salzsäure fällt aus dieser Lösung einen citrongelben, krystallinischen Körper, welcher die Chlorverbindung eines Ammoniums ist, in welchem das vierte Wasserstoffäquivalent durch 1 Aeq. Palladium vertreten wird, $= N . PdH^3 + Cl$. Aus diesem Salz kann das basische Oxyd dieses Ammoniums auf dieselbe Weise wie die entsprechende Platinbase abgeschieden werden.

Kalium- und *Ammonium-Palladiumchlorid*, erhalten durch Erhitzen des Chlorürs mit Königswasser unter Zusatz von KCl oder NH^4Cl, bilden kleine, zinnoberrothe Octaëder, in Wasser kaum löslich.

1803 von Wollaston im Platin entdeckt.

8. Iridium.

Vorkommen. Zu 1 bis 5 Procent im rohen Platin. In besonderen Körnern als Osmium-Iridium das rohe Platin begleitend; am seltensten als platinhaltiges Iridium in Körnern von 22,8 spec. Gewicht.

Eigenschaften. Im geschmolzenen Zustand ähnlich dem Platin, aber spröde. Das am schwersten schmelzbare unter den Platinmetallen. In allen Säuren, selbst in Königswasser, unlöslich. Mit Chlornatrium innig gemengt und in Chlorgas schwach geglüht, bildet es ein mit dunkel rothgelber Farbe in Wasser lösliches Doppelchlorid.

Das *Iridiumchlorid*, $IrCl^2$, erhält man in dunkel rothbrauner Lösung, wenn man Iridiumpulver durch Glühen mit einem Gemenge von Kalihydrat und Salpeter in Sesquioxydul, Jr^2O^3, verwandelt, dieses auswäscht und in der Wärme in concentrirtem Königswasser auflöst. Salmiak fällt daraus dunkelrothes Ammonium-Iridiumchlorid, löslich in verdünnter heisser Salzsäure, woraus es sich in schwarzen Octaëdern absetzt. Hinterlässt beim Glühen graues metallisches Iridium. Das entsprechende Kaliumsalz bildet ebenfalls schwarze Octaëder, ist sehr schwerlöslich und hinterlässt beim heftigen Glühen Iridium in kleinen glänzenden Krystallen.

Bildet 4 Oxyde, $\dot{Jr}$, $\dddot{\bar{Jr}}$, $\ddot{Jr}$, $\dddot{Jr}$, für sich reducirbar.
1803 von **Tennant** entdeckt.

9. Ruthenium.

Vorkommen. In sehr kleiner Menge im Platinerz; zu 1—1½ Proc. in Rückstand von dessen Auflösung. Zu 3 bis 6 Proc. im Osmium-Iridium.

Eigenschaften. Noch nicht im dichten Zustand bekannt, im Uebrigen sehr ähnlich dem Iridium, oxydirt sich aber leicht beim Glühen an der Luft; seine Oxyde für sich nicht reducirbar. Im Iridium oder Osmium-Iri-

dium entdeckt man es durch längeres Schmelzen mit Salpeter und Kalihydrat. Bei Behandlung der Masse mit Wasser entsteht eine gelbe Lösung von ruthensaurem Kali, aus der Salpetersäure schwarzes Sesquioxydul fällt.

1843 von Claus entdeckt.

10. Rhodium.

Vorkommen. Zu 1 bis 3 Proc. im rohen Platin.

Eigenschaften. Fast silberweiss, von 11 spec. Gewicht, sehr dehnbar; schwerer schmelzbar als Platin. In allen Säuren unlöslich. Durch Schmelzen mit zweifach schwefelsaurem Kali macht man es löslich, auf welche Weise es auch aus dem Iridium ausgezogen werden kann. Es oxydirt sich als Pulver beim Erhitzen an der Luft. Es hat 2 Oxyde, RO und R^2O^3. Die Auflösung des Chlorids ist rosenroth.

1804 von Wollaston entdeckt.

11. Osmium.

Vorkommen. Zum Theil im rohen Platin; hauptsächlich als Osmium-Iridium, in besondern, sehr harten und spröden, stahlfarbenen Körnern oder Krystallen von 19,5 spec. Gewicht, in Begleitung des Platins.

Eigenschaften. Durch Wasserstoffgas aus seinem flüchtigen Oxyd reducirt, bildet es eine dichte, dunkel eisenschwarze Masse von 10 spec. Gewicht; auf andere Weise reducirt, stellt es, wegen seiner Unschmelzbarkeit, eine bläulichschwarze, spröde Masse dar.

Das Osmium hat 5 Oxyde, wovon das flüchtige, die *Osmiumsäure*, OsO^4, das merkwürdigste ist. Sie entsteht durch Verbrennung des Metalles an der Luft, sie ist sehr flüchtig und sublimirt sich in farblosen, glänzenden Krystallen, ist schon unter Wasser schmelzbar, in Wasser

löslich, hat einen äusserst durchdringenden, dem Chlor entfernt ähnlichen Geruch, und greift selbst in höchst geringer Menge als Dampf die Athmungsorgane und Augen heftig an.

1803 von Tennant entdeckt.

12. Gold.

Vorkommen. Fast nur gediegen, zuweilen in Verbindung mit Silber und Tellur. Sehr verbreitet.

Gewinnung. Ein grosser Theil des Goldes kommt in den Goldsand-Lagern in Gestalt feiner Blättchen oder kleiner Körner, zuweilen auch grösserer Klumpen vor, und wird durch Waschen mechanisch daraus geschieden. Aus weniger reichen Golderzen, in denen es zerstreut oder unsichtbar eingesprengt vorkommt, wird es durch ähnliche Processe, wie das Silber, dargestellt.

Fast alles Silber, welches gewonnen wird, ist goldhaltig. Die Scheidung beider Metalle geschieht durch Erhitzen mit concentrirter Schwefelsäure, wodurch das Silber in schwefelsaures Salz verwandelt, das Gold nicht angegriffen wird. Das Salz wird in Wasser gelöst, wobei das Gold als braunes Pulver zurückbleibt, und das Silber durch hineingelegtes Kupfer gefällt, wobei Kupfervitriol als Nebenproduct gewonnen wird. Auf dieselbe Weise wird mit alter goldhaltiger Silbermünze verfahren, (das *Affiniren*). Oder es wird das goldhaltige Silber, in ausgewalztem oder sonst vertheiltem Zustande, bei $\frac{1}{4}$ Goldgehalt, in warmer Salpetersäure (Scheidewasser) aufgelöst, wobei das Gold zurückbleibt, *Quartscheidung*. Silberhaltiges Gold, mit vorwaltendem Gold, wird in Königswasser aufgelöst, wobei das Silber als Chlorsilber zurückbleibt. Aus der Auflösung wird das Gold durch Eisenvitriol niedergeschlagen.

Eigenschaften. Gelb, in Octaëdern krystallisirend; weicher als Silber; das geschmeidigste Metall; lässt sich zu Blättchen von $\frac{1}{20000}$ Linie ausdehnen; 1 Gran

giebt einen 500 Fuss langen Draht. Spec. Gewicht 19,5. In Pulvergestalt braun; als Blattgold mit grüner Farbe durchscheinend. Schmilzt etwas schwerer als Kupfer, zeigt im Fluss eine bläulichgrüne Farbe, und dehnt sich dabei stark aus.

Oxyde. Unter den Metallen hat das Gold die geringste Affinität zum Sauerstoff; es bleibt in der Luft bei jeder Temperatur unverändert, und lässt sich nur auf mittelbarem Wege oxydiren. Es ist nur in Königswasser, unter Bildung von Chlorgold, löslich. Es hat ein Oxydul und ein Oxyd.

Das *Goldoxydul*, $\dot{A}u$, ist dunkel violett; entsteht durch Zersetzung des Chlorürs mit Kalilauge. Zerfällt mit Salzsäure in Gold und Chlorid. Der *Goldpurpur*, welcher zur Darstellung des Rubinglases und als schönste rothe Farbe in der Porzellanmalerei gebraucht wird, scheint im Wesentlichen zinnsaures Goldoxydul zu sein. Er ist ein violettbraunes Pulver und entsteht durch Vermischen der verdünnten Lösungen von Goldchlorid und Zinnchlorür, oder durch Behandeln einer Legirung von Gold, Zinn und Silber mit Salpetersäure.

Das *Goldoxyd*, $\dddot{A}u$, ist ein braunes Pulver, schon bei 245° zersetzbar. Bildet mit den Basen salzartige Verbindungen, worin es die Säure ist. Scheidet sich ab, wenn neutrale Goldchloridlösung mit kohlensaurem Natron neutralisirt und dann zum Sieden erhitzt wird.

Schwefelgold. Entsteht nicht durch Schmelzen von Gold mit Schwefel, sondern nur durch Zersetzung von Chlorgold mit Schwefelwasserstoffgas. Schwarzes Pulver; durch Erhitzen leicht zersetzbar; in Schwefelkalium auflöslich.

Das *Schrifterz*, ein zinnweisses, krystallinisches Mineral, ist im Wesentlichen eine Verbindung von Tellurgold mit Tellursilber; das *Blättertellur*, ein bleigraues, krystallinisches Mineral, eine Verbindung von Schwefeltellur mit Schwefelblei, Tellurblei und Tellurgold.

Knallgold, eine durch Stoss, Reiben oder Erhitzen heftig explodirende Verbindung, die Stickstoffgold zu enthalten scheint. Als olivengrünes Pulver erhält man sie durch Einwirkung von kaustischem Ammoniak auf Goldoxyd, als braungelbes Pulver durch Fällung der Goldchloridlösung mit überschüssigem Ammoniak.

Chlorgold. Das Chlorid, $\overline{Au}Cl^3$, bildet sich beim Erhitzen von Blattgold in Chlorgas; wird gewöhnlich erhalten durch Auflösung des Goldes in Königswasser. Krystallisirt aus der sauren Auflösung in Verbindung mit Chlorwasserstoffsäure in langen, gelben Krystallen. Das neutrale Goldchlorid, erhalten durch Abdampfen der sauren Auflösung, ist eine dunkelrothe, krystallinische, zerfliessliche Masse, in Wasser mit rothgelber Farbe löslich. Wird bei gelindem Erhitzen in gelblichweisses *Chlorür*, $\overline{Au}Cl$, bei stärkerer Hitze in metallisches Gold und Chlorgas zerlegt. Die Goldauflösung färbt die Haut dunkel purpurfarben.

Aus der neutralen Goldauflösung wird das Gold metallisch gefällt: durch Phosphor, phosphorige, schweflige und salpetrige Säure, Eisenoxydulsalze, Zink, Eisen, Kupfer und mehrere andere Metalle; ferner durch Oxalsäure und die pflanzensauren Alkalisalze, besonders unter Mitwirkung des Lichts. Seine Fällbarkeit durch Eisenvitriol benutzt man zur Darstellung von reinem Gold aus kupferhaltigem. — Kaustische Alkalien fällen die Goldauflösung erst beim Erwärmen, Ammoniak fällt daraus Knallgold. Mit Chlorkalium und Chlornatrium bildet das Goldchlorid gelbe, krystallisirende Doppelverbindungen.

Cyangold. Das *Cyanid*, $\overline{Au}Cy^3$, krystallisirt mit Krystallwasser in farblosen, leichtlöslichen Tafeln. Mit Cyankalium bildet es ein sehr leicht und gross krystallisirendes Doppelsalz. Man erhält es durch Vermischen einer neutralen Goldchlorid-Lösung mit einer heissen concentrirten Lösung von Cyankalium. Das *Cyanür*, $\overline{Au}Cy$, ist ein in Wasser unlösliches, schön gelbes, krystallinisches Pulver. Bildet mit Cyankalium ein in grossen, farblosen Prismen krystallisirendes Doppelsalz, das man auch durch Auflösen von frisch gefälltem Knallgold in einer heissen

Auflösung von Cyankalium erhalten kann. Aus seiner Lösung fällt Salzsäure Goldcyanür. Die Lösungen dieser Doppelcyanüre dienen zur galvanischen Vergoldung.

Goldlegirungen. Das Gold lässt sich mit den meisten der vorhergehenden Metalle zusammenschmelzen. — $\frac{1}{1920}$ *Wismuth* reicht hin, das Gold spröde zu machen. 1 *Blei* und 11 Gold: ein blassgelbes Gemische, so spröde wie Glas, 1 *Zink* und 60 Gold: spröde. Mit *Quecksilber* amalgamirt sich das Gold sehr leicht; das Goldamalgam dient zum Vergolden anderer Metalle. *Silber* und *Kupfer* schmelzen mit Gold in allen Verhältnissen zusammen und machen es härter.

Das meiste verarbeitete Gold, namentlich alle Goldmünze, wird mit einer gesetzlich bestimmten Menge von Kupfer oder von Silber, oder auch von beiden zugleich, versetzt, da reines Gold zu weich sein würde. Der Goldgehalt in legirtem Gold wird durch das Wort *karätig* ausgedrückt, 1 Mark Gold (= 16 Loth) wird nämlich in 24 Karat (1 Karat = 12 Grän) eingetheilt; enthält legirtes Gold $\frac{3}{24}$ Kupfer oder Silber, so heisst es 21 karätiges Gold, mit $\frac{8}{24}$ Kupfer 16 karätiges etc. Der Goldgehalt des legirten Goldes wird ebenfalls durch die Cupellation gefunden. Bloss kupferhaltiges Gold wird bloss mit Blei abgetrieben; das zugleich silberhaltige wird mit dem 2- bis 3fachen Gewicht Silber und dem 10fachen Gewicht Blei zusammengeschmolzen und abgetrieben, und dann das Silber vom Gold durch die Quartscheidung getrennt.

Das Gold ist seit den ältesten Zeiten bekannt.

IV. Gruppe der Metalle.

1. Zinn.

Vorkommen. Wenig verbreitet; nie gediegen, fast nur oxydirt als Zinnstein.

Gewinnung. Der zerkleinerte, durch Waschen und Rösten von fremden Beimengungen befreite Zinnstein wird in Schacht- oder Flammöfen mit Kohle und Zuschlägen geschmolzen, und das erhaltene Zinn durch aussaigerndes Umschmelzen bei gelinder Hitze gereinigt. — Das ostindische und englische Korn-Zinn ist das reinste. Die Verunreinigungen bestehen in Arsenik, Blei, Kupfer etc.

Eigenschaften. Fast silberweiss, stark glänzend; in zweierlei Formen krystallisirbar; knirscht beim Biegen; weicher als Gold, härter als Blei; sehr dehnbar, lässt sich in sehr dünne Platten ausbreiten (*Stanniol*), aber von geringer Festigkeit. Spec. Gewicht 7,29. Schmilzt bei 228°.

Oxyde. Das Zinn hat drei Oxydationstufen. Es bleibt an der Luft unverändert. An der Luft geschmolzen, bedeckt es sich mit einem weissen Pulver, *Zinnasche* (unreines Oxyd). In der Weissglühhitze verbrennt es mit blendend weissem Licht. Es zersetzt in der Hitze und bei Gegenwart von Säuren das Wasser, wird also von Salzsäure und verdünnter Schwefelsäure unter Wasserstoffgas-Entwickelung aufgelöst.

a) *Zinnoxydul*, $\dot{S}n$. Violettschwarzes, schweres Pulver; ist leicht entzündlich und verbrennt zu weissem Oxyd, ist eine Salzbasis, und bildet sich bei Auflösung des Zinns in verdünnter kalter Salpetersäure, ohne Gas-Entwickelung, aber unter gleichzeitiger Bildung von Ammoniak. Durch

Zersetzung des Zinnchlorürs mit kohlensaurem Natron erhält man es als weisses Hydrat. Wird dieses mit concentrirter Kalilauge erwärmt, so wird es in wasserfreies, dunkel violettes krystallinisches Oxydul verwandelt.

b) *Zinnesquioxyd*, $\dddot{\mathrm{Sn}}$. Bildet sich und fällt als schleimige weisse Masse nieder, wenn Zinnchlorür mit Eisenoxydhydrat gekocht wird.

c) *Zinnsäure*, $\ddot{\mathrm{Sn}}$. Als Mineral, zum Theil schön krystallisirt, bildet sie den *Zinnstein*; in diesem Zustande bräunlichgelb, braun bis fast schwarz, mit glänzenden Flächen, sehr hart und von 6,9 spec. Gewicht; die künstlich dargestellte ist ein weisses oder gelbes, schweres, unschmelzbares Pulver. Die natürliche und die geglühte Zinnsäure sind in Säuren unauflöslich. Durch Kohle nur in starker Glühhitze reducirbar. Die Zinnsäure verhält sich zu stärkeren Säuren zugleich wie eine schwache Base.

Sie entsteht durch Oxydation von Zinn an der Luft oder durch Salpetersäure, von der das Zinn mit Heftigkeit in weisse wasserhaltige Zinnsäure verwandelt wird, oder durch Fällung einer Auflösung des Zinnchlorids in Wasser mit kohlensaurem Alkali. Krystallisirbares, zinnsaures Natron bildet sich, unter Reduction des Blei's, durch Erhitzen von Bleioxyd mit Natronlauge und Zinn. Kupfer, in dieser Lösung mit Zinn in Berührung, wird schön verzinnt. Je nach ihrer Bildungsweise erhält man die Zinnsäure in zweierlei isomerischen Zuständen, verschieden durch ihr Verhalten zu Säuren und zu Alkalien. Das durch Alkalien aus Zinnchlorid gefällte Hydrat ist in Salpetersäure leicht löslich, das durch Salpetersäure gebildete ist darin unlöslich. Das erstere ist in concentr. Salzsäure leicht löslich, das letztere löst sich erst auf, wenn die Säure wieder abgegossen und Wasser zugegeben wird. Beide werden aus dieser Lösung, wenn sie verdünnt und gekocht wird, vollständig gefällt. Aus der Auflösung des ersten wird durch Schwefelsäure alle Zinnsäure ausgefällt, aus der des zweiten nichts.

Schwefelzinn. Schmelzendes Zinn vereinigt sich un-

ter Erglühen mit Schwefel zu bleigrauem, blättrigem, krystallinischem *Sulfuret*, SnS. Es entsteht auch als brauner Niederschlag durch Fällung des Zinnchlorürs mit Schwefelwasserstoff. Das *Zinnsulfid*, SnS^2, bildet weiche, glänzende, goldgelbe Krystallblättchen, unter dem Namen *Musivgold* angewandt zum Bronciren. Man erhält es durch längeres Erhitzen eines Gemenges von gleichen Theilen sehr fein vertheilten Zinns, Schwefels und Salmiaks. Bei Glühhitze verliert das Musivgold die Hälfte seines Schwefels. Als amorpher gelber Niederschlag entsteht es durch Fällung der Chloridlösung mit Schwefelwasserstoff. In Alkalien und Schwefelalkalien ist es leicht löslich.

Salze.

Aus den Zinnsalzen wird das Zinn durch Zink metallisch und krystallinisch gefällt. Aus den Oxydulsalzen schlägt Schwefelwasserstoff schwarzbraunes, aus den Oxydsalzen hellgelbes Schwefelzinn nieder. Kaustisches Kali fällt aus den Oxydul- und aus den Oxydsalzen weisses Oxydul- oder Oxydhydrat, beide löslich in überschüssigem Kali. In Ammoniak ist das Oxydulhydrat unlöslich, das Oxydhydrat löslich. Kohlensaure Alkalien fällen aus beiden Arten der Zinnsalze blosses Hydrat.

Chlorzinn. Dünn gewalztes Zinn entzündet sich von selbst in Chlorgas und verbrennt zu *Chlorid*, $Sn\text{Ɇ}l^2$. Man erhält es, indem man zu in einer Retorte schmelzendem Zinn trocknes Chlorgas leitet und das Chlorid überdestillirt. Farblose, dünne, flüchtige, stark rauchende Flüssigkeit von 2,28 spec. Gewicht und 116° Siedepunkt. Verbindet sich mit Wasser zu einem krystallisirenden Hydrat, dessen Lösung in Wasser beim Kochen alles Zinn als Zinnsäure fallen lässt.

Das *Chlorür*, SnɆl, bildet eine feste, weisse, durchscheinende Masse, schmilzt bei 250° und lässt sich bei stärkerer Hitze überdestilliren. Entsteht durch Erhitzen von Zinn in Chlorwasserstoffsäuregas, oder durch Auflösen von Zinn in concentrirter Salzsäure. Aus dieser Auflö-

sung krystallisirt es mit 2 At. Wasser in grossen klaren Krystallen (*Zinnsalz* der Färber). Das käufliche Zinnsalz kann als Material zur Darstellung des wasserfreien Chlorürs dienen, indem man es durch Schmelzen vom Krystallwasser befreit und nachher aus einer Glasretorte destillirt. Seine Auflösung zersetzt sich an der Luft. Sie reducirt viele Oxyde zu niedrigeren Oxydationsstufen oder selbst zu Metall, wie z. B. Quecksilber. Aus Kupferchlorid fällt sie weisses Chlorür. Wird auf eine concentrirte Zinnchlorür-Lösung eine Schicht Wasser gegossen und ein Zinnstab hineingestellt, so wird an der Berührungsfläche beider Flüssigkeiten Zinn in grossen, glänzenden Prismen reducirt ausgeschieden.

Legirungen. Die mit Kupfer und Wismuth, siehe bei diesen Metallen. Der Spiegelbeleg ist ein Amalgam von Zinn. Das Britanniametall besteht aus 9 Th. Zinn und 1 Antimon, das Schnellloth aus gleichen Theilen Blei und Zinn.

Das gewöhnliche, zu Geräthschaften verarbeitete Zinn enthält $\frac{1}{6}$ Blei. Wegen seiner Unschädlichkeit und schwierigen Oxydirbarkeit dient das Zinn zum Verzinnen des Kupfers und Eisenblechs. Das Moiré auf Weissblech hängt von dem krystallinischen Gefüge des Zinns ab und wird durch abwechselndes kurzes Eintauchen in verdünntes Königswasser und Kalilauge hervorgebracht.

Das Zinn war schon im Alterthum bekannt.

2. Titan.

Vorkommen. Nur als Titansäure; besonders als Titaneisen ziemlich verbreitet.

Eigenschaften. Aus dem Fluortitankalium durch Erhitzen mit Natrium reducirt, bildet es ein graues, dem Eisen ähnliches Metallpulver. Verbrennt beim Erhitzen an der Luft mit blendendem Glanz zu Titansäure. Fängt schon bei 100° an das Wasser zu zersetzen, wird von Chlorwasserstoffsäure unter Wasserstoff-Entwickelung aufgelöst.

Titansäure, $\ddot{Ti}$. Kommt natürlich und in dreierlei Grundformen krystallisirt vor, als *Rutil*, *Brookit* und *Anatas*. Der Rutil, das häufigste Mineral, bildet sehr harte, stark glänzende Krystalle, gewöhnlich von gelblich oder röthlich brauner Farbe, isomorph mit Zinnstein. Die künstlich dargestellte Titansäure ist ein weisses Pulver, welches beim Erhitzen vorübergehend gelb und nach sehr heftigem Glühen hellbraun und in Säuren und Alkalien unlöslich wird. Man erhält sie aus dem, gewöhnlich eisenhaltigen, Rutil oder dem Titaneisen, indem man sie als feines Pulver mit dem 3fachen Gewicht kohlensauren Kali's zusammenschmilzt, die Masse in verdünnter, heisser Flusssäure auflöst, das entstandene, in farblosen, glänzenden Blättern krystallisirende Fluortitankalium krystallisiren lässt, aus dessen Lösung durch Ammoniak titansaures Ammoniak fällt und dieses glüht.

Der *Sphen* oder *Titanit*, $2\dot{Ca}\dddot{Si} + \dot{Ca}\ddot{Ti}^2$, ist ein theils gelbes, theils braunes, schön krystallisirtes Mineral.

Das Titan hat noch ein Oxydul, $\dot{Ti}$ und ein Oxyd $\dddot{\overline{Ti}}$, beide noch wenig bekannt.

Das *Titaneisen*, theils $\dot{Fe}\dddot{\overline{Ti}}$, theils $\dddot{\overline{Fe}}\dddot{\overline{Ti}}$, das häufigste Titanerz, ist dunkel eisenschwarz, ähnlich dem Magneteisenstein, derb und in zweierlei Formen krystallisirt; die erste Art ist isomorph mit Magneteisen und ist magnetisch, die zweite ist isomorph mit Eisenoxyd und unmagnetisch.

Stickstofftitan. Die Affinität zwischen Stickstoff und Titan ist so gross, dass letzteres in hoher Temperatur sich unmittelbar mit dem freien gasförmigen Stickstoff verbindet. Wird Titansäure, gemengt mit der zu ihrer Reduction erforderlichen Menge Kohle, bis zum heftigsten Weissglühen in einem Strom von Stickgas erhitzt, so wird sie in Stickstofftitan verwandelt. Dasselbe geschieht, durch Aufnahme des Stickgases der Ofenluft, wenn jenes Gemenge in einem mit Kohle ausgefütterten Tiegel in einem

Ofenfeuer der heftigsten Weissglühhitze ausgesetzt wird. In diesem Falle entsteht zugleich Cyan, welches mit dem Stickstofftitan in Verbindung tritt und damit $TiCy + 3Ti^3N$ bildet, ein Körper, der nicht selten in den Schlacken und Gestellsteinmassen der Hohöfen in hellkupferfarbenen, vollkommen metallglänzenden Würfeln krystallisirt vorkommt. Er hat 5,3 spec. Gewicht, ist unschmelzbar und gibt beim Erhitzen in Chlorgas liquides Titanchlorid und eine flüchtige, in gelben Krystallen sublimirende Verbindung, $CyCl + 2TiCl^2$, die auch unmittelbar aus den beiden Bestandtheilen gebildet wird.

Es gibt mehrere Verbindungen zwischen Stickstoff und Titan. TiN entsteht durch Glühen von Titansäure in Ammoniakgas. Es ist violett-kupferfarben. Ti^3N^2 entsteht durch Erhitzen von Ammoniak-Titanchlorid in Ammoniakgas oder indem man den Dampf von Titanchlorid mit Salmiakdampf durch ein glühendes Glasrohr treibt, wobei es als eine kupferfarbene, völlig metallglänzende Masse sich auf das Glas ablagert. Wird diese in Wasserstoffgas heftig geglüht, so entsteht Ti^5N^3 in fast goldfarbenen, völlig metallglänzenden Blättern. Alle diese Verbindungen entwickeln beim Erhitzen mit Kalihydrat Ammoniak und reduciren unter heftiger Feuer-Erscheinung die Oxyde von Kupfer und Blei.

Schwefeltitan, TiS^2, dunkel messinggelb, leicht verbrennbar, entsteht durch starkes Glühen von Titansäure in Kohlensulfiddampf.

Titanchlorid, $TiCl^2$. Am zweckmässigsten zu erhalten durch Glühen eines innigen Gemenges von Rutilpulver und Kohle in trocknem Chlorgas. Farbloses, an der Luft wie Zinnchlorid rauchendes Liquidum, siedet bei 135°, in Wasser unter starker Erhitzung löslich. Durch Kochen schlägt sich aus dieser Auflösung eine weisse Titansäure-Verbindung nieder. Das Titanchlorid bildet mit Ammoniakgas eine bräunlichgelbe feste Verbindung. In Dampfform mit getrocknetem Wasserstoffgas durch ein glühendes Rohr geleitet, wird es in Titanchlorür, Ti^2Cl^3, verwandelt, welches dunkel violette, glänzende Krystallblätt-

chen bildet, an der Luft zerfliesst und sich mit violetter Farbe in Wasser löst. Aus dieser Lösung fällen Alkalien dunkelbraunes Sesquioxydhydrat, welches das Wasser zersetzt und sich in weisse Titansäure verwandelt.

Das Titan wurde 1791 von Gregor im Titaneisen, 1794 von Klaproth im Rutil entdeckt.

3. Tantal. 4. Niobium.

Vorkommen. Sehr selten; nur als Säuren in Verbindung mit Basen, vorzüglich in den Tantaliten (Columbiten).

Diese seltenen schwarzen Mineralien, die man lange als Salze von einerlei Säure, der Tantalsäure, betrachtete, enthalten in der That zweierlei verschiedene, aber unter einander sehr ähnliche Säuren, die Tantalsäure und Niobsäure. Die Columbite aus Baiern und Nordamerika enthalten Niobsäure, die aus Finland und Schweden Tantalsäure, in Verbindung vorzüglich mit Eisen- und Manganoxydul. Diese Säuren bilden weisse, der Zinnsäure und Titansäure ähnliche, in Wasser und Säuren ganz unlösliche Pulver. Ihre metallischen Radicale sind nur als schwarze, durch Säuren nicht oxydirbare, beim Erhitzen leicht verbrennliche Pulver bekannt. Das Tantal hat 10,7 spec. Gew. Es ist nur in einem Gemische von Flusssäure und Salpetersäure löslich. Das Chlorid, $TaCl^2$, ist gelb, leict schmelzbar und sublimirbar. Die Tantalsäure ist TaO^3. Die Niobsäure, NiO^2, ist während des Glühens gelb. Das Chlorid ist weiss, nicht schmelzbar, flüchtig.

Das Tantal wurde 1801 von Hatchett und von Ekeberg entdeckt, das Niobium 1844 von H. Rose.

5. Uran.

Vorkommen. Nur sparsam; stets oxydirt, besonders als Oxyd-Oxydul (Uranpecherz).

Eigenschaften. Weisses, sprödes Metall von 18,4 spec. Gewicht, läuft an der Luft gelb an, wird von Salzsäure zu grünem Chlorür aufgelöst. In Pulverform an der Luft erhitzt, verbrennt es mit dem glänzendsten Funkensprühen. Nur zu erhalten durch Erhitzen eines Gemenges von Uranchlorür und Chlorkalium mit Natrium. Wird nach erfolgter Einwirkung die Masse, die das Metall nur pulverförmig enthält, zum starken Glühen erhitzt, so schmilzt es zu Kugeln zusammen. Das Uran hat ein Oxydul und ein Sesquioxyd.

Uranoxydul, $\dot{U}$, ist ein aus kleinen Krystallen bestehendes schwarzes Pulver, unlöslich in allen Säuren, mit Ausnahme der Salpetersäure, wodurch es höher oxydirt wird. Man erhält es durch Glühen des Oxyd-Oxyduls oder des Kalium-Uranoxychlorids in Wasserstoffgas oder mit Salmiak, oder durch Erhitzen der Auflösung des Uranchlorürs in Wasser bis zum Sieden. Es wurde früher für das Uranmetall gehalten. Seine Salze sind grün.

Uranoxyd, $\dddot{\not{U}}$, ist im isolirten Zustande schwierig darstellbar, da es als eine schwache Säure stets mit der zu seiner Abscheidung angewandten Base in Verbindung tritt. Seine Salze sind schön gelb, zum Theil mit einem Schiller in's Grüne. Alkalien bewirken in ihrer Auflösung einen gelben Niederschlag von Uranoxyd-Alkali; der mit Ammoniak ist im trocknen Zustande ein lebhaft gelbes Pulver, welches beim Erhitzen, unter Entbindung von Ammoniak, Wasser und Stickgas, zu dunkelgrünem Oxyd-Oxydul wird. Er ist in kohlensaurem Ammoniak mit gelber Farbe löslich, welche Eigenschaft zur Trennung des Urans von anderen Metallen benutzt wird. Aus der etwas concentrirten Lösung scheidet sich ein Doppelsalz von kohlensaurem Uranoxyd-Ammoniumoxyd in kleinen, citrongelben Krystallen ab. — Das schwefelsaure Uranoxyd-Kali bildet lebhaft grünlichgelbe Krystalle. Der *Uranit*, ein schön gelbes, krystallisirtes Mineral, ist phosphorsaurer Uranoxyd-Kalk; der *Chalkolith*, ein smaragdgrünes krystallisirtes Mi-

neral, ist phosphorsaures Uranoxyd-Kupferoxyd, beide wasserhaltig.

Kaliumeisencyanür bewirkt in den aufgelösten Uranoxydsalzen einen intensiv braunrothen Niederschlag. Von Schwefelwasserstoff werden sie grün gefärbt, ohne gefällt zu werden.

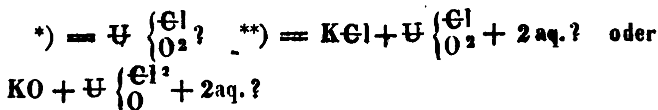
Uranoxyd-Oxydul, $\dot{U}\dddot{\bar{U}}$, bildet das *Uranpecherz*, ein in derben, schweren, schwarzen Massen vorkommendes Mineral. Man erhält es durch Glühen des Uranoxyd-Ammoniaks oder des salpetersauren Uranoxyds. Von Säuren wird es nur schwer und mit grüner Farbe aufgelöst; Salpetersäure löst es leicht zu gelbem Oxydsalz auf.

Uranchlorür, $U\mathrm{Cl}$, sublimirt sich in dunkelgrünen, an der Luft zerfliesslichen Krystallen beim Glühen eines Gemenges von Uranoxydul und Kohle in Chlorgas. Löst sich unter Erhitzung und mit dunkelgrüner Farbe in Wasser; beim Kochen der Lösung verwandelt es sich in niederfallendes schwarzes Oxydul und in Chlorwasserstoff. Ammoniak fällt daraus schwarzbraunes Oxydulhydrat.

Uranoxychlorid, $\bar{U}\mathrm{Cl}^3 + 2\dddot{\bar{U}}$*), entsteht durch Erhitzen von Uranoxydul in Chlorgas. Gelb, krystallinisch, leicht schmelzbar, wenig flüchtig, zerfliesslich.

Kalium-Uranoxychlorid, $3K\mathrm{Cl} + \bar{U}\mathrm{Cl}^3\dddot{\bar{U}}^2 + 6aq.$**) bildet lebhaft grünlichgelbe Krystalle; wird erhalten durch Auflösen von kalihaltigem Uranoxyd in Chlorwasserstoffsäure, Vermischen der Lösung mit Chlorkalium und Abdampfen, so dass noch freie Säure bleibt. In Wasserstoffgas geglüht, verwandelt sich der ganze Urangehalt in schwarzes krystallinisches Oxydul.

Das Uranoxydul wird als schönste und feuerbeständigste schwarze Farbe auf Porzellan, und das Uranoxyd-


*) $= \bar{U}\begin{cases}\mathrm{Cl}\\ O^2\end{cases}$? **) $= K\mathrm{Cl} + \bar{U}\begin{cases}\mathrm{Cl}\\ O^2\end{cases} + 2aq.$? oder $KO + \bar{U}\begin{cases}\mathrm{Cl}^2\\ O\end{cases} + 2aq.$?

Natron zur Darstellung des schönen grüngelben Glases angewendet.

1789 von Klaproth entdeckt.

6. Wolfram.

Vorkommen. Nur sparsam, nur als Säure, am häufigsten im Mineral Wolfram.

Darstellung. Durch heftiges Glühen von Wolframsäure oder Wolframoxyd mit Kohle oder in Wasserstoffgas, wodurch das Metall als graues Pulver erhalten wird, oder indem man den Dampf eines der Wolframchloride mit Wasserstoffgas durch ein glühendes Glasrohr leitet, wobei sich das Metall als glänzender Spiegel ablagert.

Eigenschaften. Eisengrau, spröde, sehr hart, von 17,5 spec. Gewicht; schwerer schmelzbar als Mangan; in der Luft unveränderlich; durch keine Säure oxydirbar. Als Pulver an der Luft erhitzt, verbrennt es zu Wolframsäure.

Wolframsäure, $\dddot{W}$. Schwefelgelbes, geschmackloses Pulver. Wird am einfachsten erhalten durch Zersetzung des natürlichen wolframsauren Kalks oder des Wolframs durch Salpetersäure. Löst sich in den Auflösungen der kaustischen Alkalien auf, und bildet damit krystallisirbare, farblose, wolframsaure Salze. Säuren schlagen daraus weisse, alkalihaltige Wolframsäure nieder, die beim Kochen gelb wird. Das krystallisirte, farblose Ammoniumoxydsalz hinterlässt beim Glühen an der Luft reine Wolframsäure.

Wolframoxyd, $\ddot{W}$. In Berührung mit Zink und wässriger Salzsäure wird die Wolframsäure zuerst tief blau, und darauf in metallisch glänzende, kupferrothe Blättchen von Wolframoxyd verwandelt. Dieses entsteht auch durch schwaches Glühen der Säure in Wasserstoffgas als schön braunes Pulver. Bei starker Glühhitze wird die Säure,

besonders leicht die alkalihaltige, durch Wasserstoffgas zu Metall reducirt.

$\dot{Na}\dddot{W} + \ddot{W}\dddot{W}$ bildet goldgelbe, völlig metallglänzende Würfel; entsteht wenn saures wolframsaures Natron, erhalten durch Sättigen von schmelzendem neutralen Salz mit Wolframsäure, in Wasserstoffgas geglüht wird. Unlöslich in Säuren und Alkalien.

Stickstoffwolfram. Durch schwaches Glühen von Wolframsäure in Ammoniakgas, oder durch Einwirkung des letzteren auf Wolframchlorür, oder indem man den Dampf von diesem mit Salmiakdampf durch ein schwach glühendes Rohr leitet, oder wenn man wolframsaures Natron mit Salmiak erhitzt, entstehen schwarze, halbmetallglänzende Körper, die als wesentlichen Bestandtheil Stickstoffwolfram enthalten.

Schwefelwolfram, WS^3 ist ein Sulfid und entsteht durch Sättigung einer Lösung von wolframsaurem Alkali mit Schwefelwasserstoffgas. Aus der braungelben Lösung des gebildeten Schwefelsalzes fällen Säuren das dunkelbraune Sulfid. Beim Erhitzen verwandelt es sich in schwarzes WS^2.

Chlorwolfram. Metallisches Wolfram verbrennt beim Erwärmen in Chlorgas zu Chlorür, $W\mathrm{Cl}^2$; es ist sehr flüchtig, sublimirt sich in rothen, schmelzbaren Krystallen. Mit Wasser zersetzt es sich sogleich in braunrothes Oxyd und Salzsäure. Wolframoxyd, in Chlorgas erhitzt, verwandelt sich in eine, aus Krystallschuppen bestehende, sublimirte gelbliche Masse, $2WO^3 + W\mathrm{Cl}^3$.*) Zersetzt sich mit Wasser in Salzsäure und Wolframsäure.

Der *Scheelit,* (Tungstein) $\dot{Ca}\dddot{W}$, ist ein in farblosen Quadratoctaëdern krystallisirtes Mineral von 6,0 spec. Gewicht.

Der *Wolfram,* $(\dot{Fe}, \dot{Mn})\dddot{W}$, das häufigste Wolfram-

---

*) $= W\begin{cases}O^2\\ \mathrm{Cl}\end{cases}$?

mineral, bildet grosse, eisenschwarze, metallisch glänzende Krystalle, von 7 spec. Gewicht. Glüht man sein Pulver mit dem gleichen Gewicht kohlensauren Natrons, so bildet sich wolframsaures Natron; glüht man 19 Th. Wolframpulver mit 7 kohlensaurem Natron, 10 Schwefel und 2 Kohlenpulver, so entsteht in Wasser lösliches Natrium-Sulfowolframiat.

Die Wolframsäure wurde von Scheele 1781 zuerst im Tungstein entdeckt.

7. Molybdän.

Vorkommen. Nur sparsam, besonders als molybdänsaures Bleioxyd und als Schwefelmolybdän.

Eigenschaften. Das auf dieselbe Weise wie das Wolfram reducirbare und eben so strengflüssige Molybdän ist zinnweiss, halb geschmeidig, von 8,6 spec. Gewicht, beim Erhitzen an der Luft oxydirbar, in Salpetersäure löslich.

Oxyde. Das Molybdän hat drei Oxyde: ein schwarzes Oxydul, MoO, ein braunes Oxyd, MoO^2, beide Salzbasen, und eine Säure, MoO^3. Die Molybdänsäure ist weiss, krystallinisch, in Glühhitze schmelzbar und in glänzenden Nadeln sublimirbar; in Wasser in geringer Menge löslich; durch Wasserstoffgas in starker Glühhitze zu Metall reducirbar. Die molybdänsauren Alkalien sind farblos, auflöslich und krystallisirbar. Das molybdänsaure Ammoniumoxyd ist leicht in grossen Krystallen zu erhalten. Seine Lösung, mit einem phosphorsauren Salz und Salpetersäure vermischt und erhitzt, bildet einen schön gelben, pulverigen Niederschlag von ammoniak- und phosphorsäurehaltiger Molybdänsäure, — eine Reaction, wodurch die kleinste Menge Phosphorsäure zu entdecken ist. Mit Salzsäure und Zink bilden sie eine tief blaue Farbe von molybdänsaurem Molybdänoxyd. Molybdänsaures *Blei-*

oxyd bildet ein gelbes, krystallisirtes Mineral, das *Gelbbleierz*, das gewöhnlichste Material zur Darstellung der Molybdänsäure. Man vermischt es mit der Hälfte kohlensauren Natrons und einem Ueberschuss von Kohlenpulver, erhitzt die Masse längere Zeit zum Glühen, laugt das molybdänsaure Natron mit Wasser aus, übersättigt die Lösung mit Salpetersäure, verdunstet zur Trockne und zieht dann das salpetersaure Natron mit Wasser aus.

Schwefelmolybdän, MoS^2, kommt als Mineral in bleigrauen, metallglänzenden, dem Graphit ähnlichen, blätterigen Massen vor. In einem Rohr in einem Luftstrom geglüht, oxydirt es sich zu Molybdänsäure, die sich in glänzenden Krystallnadeln sublimirt.

Das *Molybdänsulfid*, MoS^3, bildet mit den Schwefelalkalien lösliche Salze. Das Kaliumsalz, $KS.MoS^3$, ist bei auffallendem Licht schön metallisch grün, bei durchfallendem rubinroth. Seine Lösung ist dunkelroth. Säuren fällen daraus dunkelbraunes Sulfid, welches beim Erhitzen zu grauem Sulfuret wird.

Die *Molybdänchloride* sind ähnlich den entsprechenden Wolfram-Verbindungen.

1778 von Scheele entdeckt.

8. Vanadin.

Vorkommen. Bis jetzt selten; als vanadinsaures Bleioxyd und vanadinsaures Kupferoxyd; in kleiner Menge im Uranpecherz und manchen Eisenerzen, daher in manchem Roh- und Stabeisen.

Eigenschaften. Wegen seiner Schwerschmelzbarkeit kaum im compacten Zustand bekannt. Wie es scheint röthlich weisses, sehr hartes, sprödes Metall. — Es hat dieselben Oxydationsstufen wie das Molybdän, mit dem es überhaupt grosse Aehnlichkeit hat. Die Vanadin-

säure, VO^3, ist braunroth, leicht schmelzbar und beim Erstarren krystallisirend; bildet mit den Basen farblose, gelbe und rothe Salze. Durch Schmelzen vanadinhaltiger Mineralien mit Salpeter entsteht in Wasser lösliches, vanadinsaures Kali; Salmiak, in seine Lösung gestellt, fällt daraus weisses, pulverförmiges vanadinsaures Ammoniumoxyd, welches beim Erhitzen an der Luft Vanadinsäure hinterlässt.

1830 von Sefström entdeckt.

9. Chrom.

Vorkommen. Nur oxydirt; hauptsächlich im Chrom-Eisenstein, seltener als chromsaures Bleioxyd; in geringer Menge im Serpentin.

Eigenschaften. Durch Kohle aus dem Oxyd reducirt, stahlgrau, härter als Korund und spröde; schwerer schmelzbar als Platin; spec. Gewicht 6,0. Sehr schwer oxydirbar; nur in Chlorwasserstoffsäure löslich, nicht in Salpetersäure. Durch Natrium aus dem Chlorür reducirt, ist es pulverförmig und sehr leicht verbrennbar.

Oxyde. Das Chrom hat drei Oxydationsstufen, ein Oxydul, ein Oxyd und eine Säure.

a) *Chromoxydul*, $\dot{Cr}$, nur als braunes Hydrat bekannt, das so oxydirbar ist, dass es das Wasser zersetzt.

b) *Chromoxyd*, $\dddot{\overline{Cr}}$. Grünes, unschmelzbares Pulver oder grünschwarze, halb metallisch glänzende, äusserst harte Krystalle, isomorph mit Thonerde und Eisenoxyd. Nach dem Glühen in Säuren fast unlöslich. Durch Wasserstoffgas nicht, durch Kohle nur in strenger Weissglühhitze reducirbar. Macht den färbenden Bestandtheil des Smaragds und Rubins aus, und wird als feuerbeständige grüne Farbe auf Porcellan gebraucht. Seine Darstellung siehe unten.

Chromoxyd-Eisenoxydul, $\dot{\mathrm{Fe}}\dddot{\mathrm{Cr}}$, bildet den Chromeisenstein, der in ganzen Lagern im Serpentin vorkommt. Schwarz, undurchsichtig, halb metallglänzend, von 4,5 spec. Gewicht, zuweilen krystallisirt in regulären Octaëdern, also isomorph mit Magneteisenstein (S. 184).

Die *Chromoxydsalze* können in einer violetten oder blauen und in einer grünen Modification erhalten werden. Aus der Lösung der violetten fällt Ammoniak ein violettgrünliches Hydrat, in concentrirtem Ammoniak mit rubinrother Farbe löslich; aus der der grünen fällt es graugrünes Hydrat, in Säuren und in kaustischem Kali mit smaragdgrüner Farbe löslich. Durch Erhitzen wird aus letzterer Lösung alles Hydrat gefällt. Schwefelammonium fällt aus den Chromoxydsalzen Chromoxydhydrat.

Schwefelsaures Chromoxyd-Kali, $\dot{\mathrm{K}}\dddot{\mathrm{S}} + \dddot{\mathrm{Cr}}\dddot{\mathrm{S}}^{3} + 24$aq., Chromalaun, bildet tief amethystrothe Octaëder. In Wasser mit grünlich violetter Farbe löslich. Beim Erhitzen wird die Lösung grün in Folge der Abscheidung von Wasser, und erst nach längerer Zeit bildet sich das violette krystallisirende Salz wieder. Seine Darstellung siehe unten. Krystallisirt nach allen Verhältnissen mit Eisen- und Thonerde-Alaun zusammen.

Oxalsaures Chromoxyd-Kali, $(3\dot{\mathrm{K}}\ddot{\mathrm{C}} + \dddot{\mathrm{Cr}}\ddot{\mathrm{C}}^{3}) + 6$aq. Rhombische Säulen, bei auffallendem Licht schwarz, bei durchfallendem blau. Seine Lösung wird weder durch Ammoniak noch durch Kalksalze gefällt. Entsteht, wenn man die Lösung von 19 Th. zweifach-chromsaurem Kali, 23 Th. neutralem oxalsauren Kali und 55 Th. Oxalsäure zum Sieden erhitzt, zur Trockne verdampft und das Salz dann krystallisiren lässt.

c) *Chromsäure*, $\dddot{\mathrm{Cr}}$. Krystallisirt in lebhaft rothen Prismen, zerfliesst an der Luft, schmeckt sauer und herbe; färbt die Haut gelb, löst sich im Wasser mit gelbbrauner Farbe leicht auf. Bis über den Schmelzpunkt erhitzt, zerfällt sie in grünes Oxyd und Sauerstoffgas. In Ammoniakgas, so wie in Alkoholdampf, wird sie glühend und



verwandelt sich in grünes Oxyd. Mit Salzsäure entwickelt sie Chlor.

Die *chromsauren Salze* sind alle gefärbt, zum Theil sehr schön; die chromsauren Alkalien und Erden sind gelb. In den aufgelösten chromsauren Alkalien bewirken Bleisalze einen orangegelben, Quecksilberoxydulsalze einen ziegelrothen, Silbersalze einen bräunlich-purpurrothen Niederschlag.

Chromsaures Chromoxyd, $\overset{\cdots}{\overline{\mathrm{Cr}}}\overset{\cdots}{\mathrm{Cr}}^2$. (braunes Chromoxyd), entsteht durch vorsichtiges Erhitzen der Chromsäure oder des salpetersauren Chromoxyds, oder, als Hydrat, durch Fällung eines neutralen Chromoxydsalzes mit chromsaurem Kali.

Einfach-chromsaures Kali, $\dot{\mathrm{K}}\overset{\cdots}{\mathrm{Cr}}$, bildet schön gelbe, durchsichtige, luftbeständige Krystalle, von der Form des schwefelsauren Kali's, ist in Wasser leicht löslich und ausserordentlich färbend.

Zweifach-chromsaures Kali, $\dot{\mathrm{K}}\overset{\cdots}{\mathrm{Cr}}^2$, bildet grosse, wasserfreie, leicht schmelzbare Krystalle von schön gelbrother Farbe. Aus seiner siedendheiss gesättigten Lösung scheidet überschüssige Schwefelsäure die Chromsäure in zinnoberrothen Krystallen ab.

Mit Schwefelsäure und Weingeist vermischt, wird die Auflösung des chromsauren Kali's unter starker Erhitzung schön grün, und liefert später Krystalle von Chromalaun. Eben so wirkt schweflige Säure. Wird zweifach-chromsaures Kali mit kohlensaurem Natron und Salmiak oder mit $\frac{1}{4}$ Stärke geglüht, so wird die Chromsäure zu grünem Oxyd reducirt, welches beim Ausziehen der Masse mit Wasser zurückbleibt. Mit concentrirter Schwefelsäure erhitzt, entwickeln die Kalisalze Sauerstoffgas und verwandeln sich in schwefelsaure Oxyd-Doppelsalze.

Das zweifach-chromsaure Kali ist ein wichtiges Material zur Erzeugung von gelben und rothen Farben. Es ist überhaupt das Material zur Darstellung aller Chrom-

Verbindungen, da es als Product von der technischen Verarbeitung des Chromeisensteins fabrikmässig gewonnen wird. Das fein gepulverte Erz wird mit Pottasche und Salpeter bei Glühhitze in Flammöfen geschmolzen, das gebildete neutrale Salz mit Wasser ausgelaugt, die Lösung mit Salpetersäure oder Essigsäure sauer gemacht, die dabei gefällte Kieselsäure abfiltrirt, und die Lösung zur Krystallisation verdunstet.

Chromsaures Ammoniumoxyd, $\dot{N}H^4\dddot{Cr}$, bildet gelbe, leicht lösliche, das zweifach-saure Salz grosse, granatrothe Krystalle. Verwandelt sich bei 200° unter Feuer-Erscheinung in sehr stark aufgequollenes grünes Oxyd.

Chromsaurer Baryt, $\dot{Ba}\dddot{Cr}$, hellgelber, in Wasser ganz unlöslicher, in Salpetersäure löslicher Niederschlag.

Chromsaures Strontion, $\dot{Sr}\dddot{Cr}$, ähnlich dem Barytsalz, wird aber nur aus concentrirten Lösungen gefällt.

Chromsaures Bleioxyd, $\dot{Pb}\dddot{Cr}$. Als Mineral (*Rothbleierz*) kommt es in schönen gelbrothen Krystallen vor; das künstlich dargestellte ist ein in Wasser unlösliches, orangegelbes Pulver, als schönste gelbe Farbe bekannt unter dem Namen *Chromgelb*. Wird durch Zersetzung von chromsaurem Kali mit einem aufgelösten Bleisalz erhalten. Das *basische* chromsaure Bleioxyd, $2PbO.CrO^3$, ist fast zinnoberroth, krystallinisch, wird gebildet durch Schmelzen des neutralen mit Salpeter und Auswaschen, oder durch Kochen des frisch gefällten neutralen Salzes mit einer Auflösung von neutralem chromsauren Kali, welches sich dabei in saures Salz verwandelt, oder endlich durch Fällung eines Bleisalzes mit chromsaurem Kali, dem kaustisches Kali beigemischt ist.

Chromsaures Quecksilberoxyd, $\dot{Hg}\dddot{Cr}$, das neutrale Salz, kann nur durch Kochen von Quecksilberoxyd mit Chromsäurelösung erhalten werden in Form kleiner granatrother rhombischer Prismen. Mit Wasser zerfällt es in $2CrO^3$ und orangegelbes, pulveriges $3HgO.CrO^3$. Dieses basi-

sche Salz entsteht auch, und zwar krystallinisch und fast zinnoberroth, wenn man eine Lösung von Quecksilberchlorid zu einer Lösung von neutralem, chromsaurem Kali mischt.

Das *Oxydulsalz*, $4Hg^2O.3CrO^3$, entsteht als ziegelrother Niederschlag durch Fällung von salpetersaurem Quecksilberoxydul mit neutralem chromsauren Kali. Mit verdünnter Salpetersäure erhitzt, verwandelt es sich in schön rothes, krystallinisches neutrales Salz, $Hg^2O.CrO^3$. Ausserdem gibt es noch mehrere Oxyd- und Oxydul-Salze. Alle hinterlassen beim Glühen schön grünes Chromoxyd.

Chromsaures Silberoxyd, $\dot{A}g\dddot{C}r$, bildet sich durch wechselseitige Zersetzung von neutralen Salzen als rother Niederschlag. Das *saure* Salz, $AgO.2CrO^3$, entsteht durch Fällung der Silberlösung mit zweifach-chromsaurem Kali als dunkel purpurrother, aus heissen Lösungen krystallinischer Niederschlag. Eine Silberplatte, in eine mit Schwefelsäure sauer gemachte Auflösung von chromsaurem Kali gestellt, bedeckt sich mit dunkelrothen, glänzenden Krystallen von chromsaurem Silberoxyd, unter gleichzeitiger Bildung von Chromalaun. Wird das saure Salz mit Wasser gekocht, so verwandelt es sich in krystallinisches grünes neutrales Salz, das beim Zerreiben roth wird.

Stickstoffchrom entsteht durch Erhitzen von Chromchlorür in Ammoniakgas. Glänzend schwarz, als Pulver braun. Entwickelt, mit Kalihydrat geschmolzen, Ammoniakgas; verbrennt beim Erhitzen an der Luft zu grünem Oxyd.

Schwefelchrom, CrS^3, entsteht durch Erhitzen des Chlorürs in Schwefelwasserstoffgas, oder durch Zusammenschmelzen von Chromoxyd mit Schwefelkalium bei sehr starker Hitze. Schwarze, halb metallglänzende Krystallblättchen, verbrennt beim Erhitzen an der Luft zu Oxyd.

Chlorchrom. Das *Chlorür*, $Cr\overline{Cl}$, entsteht durch gelindes Glühen des Chlorids in Wasserstoffgas. Es ist weiss und mit blauer Farbe in Wasser löslich. Die Lösung oxydirt sich rasch an der Luft. Alkalien fällen daraus braunes Oxydulhydrat.

Das *Chlorid*, $\overline{Cr}\overline{Cl}^3$, bildet sehr schön pfirsichblüthrothe, weiche Krystallblätter; entsteht wenn ein Gemenge von Chromoxyd und Kohle in Chlorgas zum Glühen erhitzt wird. In Wasser unlöslich; aber durch Zusatz einer Spur Chromchlorür löst es sich sogleich mit grüner Farbe auf, in welcher Form man es auch durch Auflösen des Hydrats in Salzsäure erhält.

Das *Superchlorid*, $Cr\overline{Cl}^3$, ist für sich unbekannt. Uebergiesst man ein vorher zusammengeschmolzenes Gemenge von 3 Atomgewichten Kochsalz und 3 At. neutralem chromsauren Kali in einer Retorte mit 12 Atomgewichten concentrirter Schwefelsäure, so destillirt, indem die Masse von selbst in's Kochen geräth, eine blutrothe, bei 120° siedende, stark rauchende Flüssigkeit über, eine Verbindung von *Chromsuperchlorid* mit *Chromsäure* (Chrom-Aci-Chlorid) $= Cr\overline{Cl}^3 + 2CrO^3$, die auch als Chlorchromsäure, $CrO^2\overline{Cl}$, betrachtet werden kann. Sie entzündet Alkohol, mit Wasser zersetzt sie sich in Chromsäure und Salzsäure. In Dampfgestalt durch ein schwach glühendes Rohr geleitet, wird sie in Sauerstoffgas, Chlorgas und Chromoxyd zersetzt, welches letztere sich in grünschwarzen, sehr glänzenden und regelmässigen Krystallen absetzt.

Chlorchromsaures Kali, $\dot{K}\dddot{Cr}.\ddot{Cr}\overline{Cl}$ (oder $K\overline{Cl} + 2\dddot{Cr}$?), entsteht durch Auflösung von zweifach-chromsaurem Kali in gelinde erwärmter, concentrirter Chlorwasserstoffsäure. Grosse, gelbrothe Prismen. Wird durch Wasser zersetzt. In Salzsäure unzersetzt löslich. Entwickelt schon bei 100° Chlorgas.

Chromsuperfluorid, $Cr\overline{F}^3$, ist eine gelbrothe, höchst flüchtige Flüssigkeit, in der Luft dicke, orangegelbe Nebel bildend; sein Dampf, der die Athmungsorgane gefährlich

angreift, setzt an feuchte Körper eine zinnoberrothe, wollige Masse von krystallisirter Chromsäure ab. Zersetzt sich mit Wasser in Fluorwasserstoffsäure und Chromsäure, von welcher letzteren erstere sich vollständig abdampfen lässt. Das Fluorchrom eignet sich daher sehr gut zur Darstellung der reinen Chromsäure. Das Fluorchrom wird erhalten durch Destillation eines Gemenges von Flussspath und chromsaurem Kali mit rauchender Schwefelsäure in einer Retorte von Blei oder Platin.

Das Chrom ist 1797 von Vauquelin im Rothbleierz entdeckt worden.

Beispiele für die lateinische Nomenclatur der Verbindungen.

Säuren.

Acidum sulfuricum, $\overset{\cdots}{S}$, phosphoricum, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{P}}$, nitricum, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{N}}$.
„ sulfurosum, $\ddot{S}$, phosphorosum, $\overset{\cdots}{\bar{P}}$; nitrosum, $\overset{\cdots}{\bar{N}}$.
„ hyperchloricum, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{Cl}}$, hypochlorosum, $\dot{\bar{Cl}}$.
„ hydrochloricum, $\bar{H}\bar{Cl}$, hydrocyanicum, $\bar{H}\bar{Cy}$.
Sulfidum hydricum, $\overset{\prime}{\bar{H}}$, carbonicum, $\overset{\prime\prime}{C}$, stibicum, $\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{\bar{Sb}}$.
Sulfidum stibiosum, $\overset{\prime\prime\prime}{\bar{Sb}}$, arsenicosum, $\overset{\prime\prime\prime}{\bar{As}}$.

Oxyde.

Oxidum ferrosum, $\dot{Fe}$, ferricum, $\overset{\cdots}{\bar{Fe}}$, ferroso-ferricum, $\dot{Fe}\overset{\cdots}{\bar{Fe}}$.
Oxidum hydrargyrosum, $\dot{\bar{Hg}}$, hydrargyricum, $\dot{Hg}$.
Suboxydum plumbi, $\dot{\bar{Pb}}$, sesquioxidum, $\overset{\cdots}{\bar{Pb}}$.
Bioxidum plumbi, $\ddot{Pb}$, manganii, $\ddot{Mn}$.

Schwefel-, Selen- etc. Verbindungen.

Sulfuretum ferrosum, $\overset{\prime}{Fe}$, ferricum, $\overset{\prime\prime\prime}{\bar{Fe}}$, bisulfuretum, $\overset{\prime\prime}{Fe}$.
Selenietum plumbi, PbSe, Telluretum bismuthi, $\bar{Bi}Te^3$.
Nitretum bori, $B\bar{N}$, titanii, $Ti\bar{N}$.
Phosphoretum calcii, $Ca^2\bar{P}$, Arsenietum cobalti, $Co\bar{As}$.

Verbindungen der Salzbilder.

Chloridum phosphoricum, $\bar{P}\bar{Cl}^5$, phosphorosum, $\bar{P}\bar{Cl}^3$.
Chloridum silicicum, $Si\bar{Cl}^3$.

Fluoridum chromicum, $Cr\bar{F}^3$.

Chloretum natricum, $Na\bar{Cl}$, Jodetum kalicum, $K\bar{I}$.

„ hydrargyrosum, $\bar{Hg}\bar{Cl}$, hydrargyricum, $Hg\bar{Cl}$.

„ platinico-kalicum, $K\bar{Cl}+Pt\bar{Cl}^2$.

Brometum cuprosum, $\bar{Cu}\bar{Br}$, cupricum, $Cu\bar{Br}$.

Fluoretum calcicum, $Ca\bar{F}$, Cyanetum argenticum, $Ag\bar{Cy}$.

Cyanetum ferroso-kalicum, $2K\bar{Cy}+Fe\bar{Cy}$.

Cyanetum ferrico-kalicum, $3K\bar{Cy}+\bar{Fe}\bar{Cy}^3$.

Sauerstoffsalze.

Sulfas kalicus, $\dot{K}\dddot{S}$, Bisulfas natricus, $\dot{Na}\dot{\bar{H}}\dddot{S}^2$.

Sulfas ferrosus, $\dot{Fe}\dddot{S}$, ferricus, $\dddot{\bar{Fe}}\dddot{S}^3$.

Sulfas kalico-aluminicus, $\dot{K}\dddot{S}+\dddot{\bar{Al}}\dddot{S}^3+24\dot{\bar{H}}$.

Phosphas calcicus, $\dot{Ca}^3\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{P}}$, Oxalas argenticus, $\dot{Ag}\dddot{\bar{C}}$.

Nitras hydrargyrosus, $\dot{\bar{Hg}}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{N}}$, hydrargyricus, $\dot{Hg}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{N}}$.

Carbonas kalicus, $\dot{K}\ddot{C}$, Bicarbonas, $\dot{K}\dot{\bar{H}}\ddot{C}^2$.

Sesquicarbonas ammonicus, $2\dot{\bar{N}}\bar{H}^4.\ddot{C}^2$.

Carbonas bicupricus, $\dot{Cu}^2\ddot{C}$.

Hydras kalicus, $\dot{K}\dot{\bar{H}}$, Hydras calcicus, $\dot{Ca}\dot{\bar{H}}$.

Sulfas hydricus, $\dot{\bar{H}}\dddot{S}$, Nitras hydricus, $\dot{\bar{H}}\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{N}}$.

Sulfis calcicus, $\dot{Ca}\ddot{S}$, cuprosus, $\dot{\bar{Cu}}\ddot{S}$.

Phosphis natricus, $\dot{Na}^2\dddot{\bar{P}}$, Nitris plumbicus, $\dot{Pb}\dddot{\bar{N}}$.

Schwefelsalze.

Sulfhydras ammonicus, $\acute{\bar{N}}\bar{H}^4\acute{\bar{H}}$, kalicus, $\acute{K}\acute{\bar{H}}$.

Sulfocarbonas ferrosus, $\acute{Fe}\acute{C}$, ferricus, $\overset{\prime\prime\prime}{\bar{Fe}}\overset{\prime\prime}{C}^3$.

Sulfarsenias argenticus, $\acute{Ag}^3\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{\bar{As}}$, sulfarseniis, $\acute{Ag}^3\overset{\prime\prime\prime}{\bar{As}}$.

Sulfostibias natricus, $\acute{Na}^3\overset{\prime\prime\prime\prime\prime}{\bar{Sb}}$, sulfostibiis, $\acute{Na}^3\overset{\prime\prime\prime}{\bar{Sb}}$.